BỘ GIÁO DỤC VÀ ĐÀO TẠO

HOÁ HỌC 10

NÂNG CAO



NHÀ XUẤT BẢN GIÁO DỤC VIỆT NAM

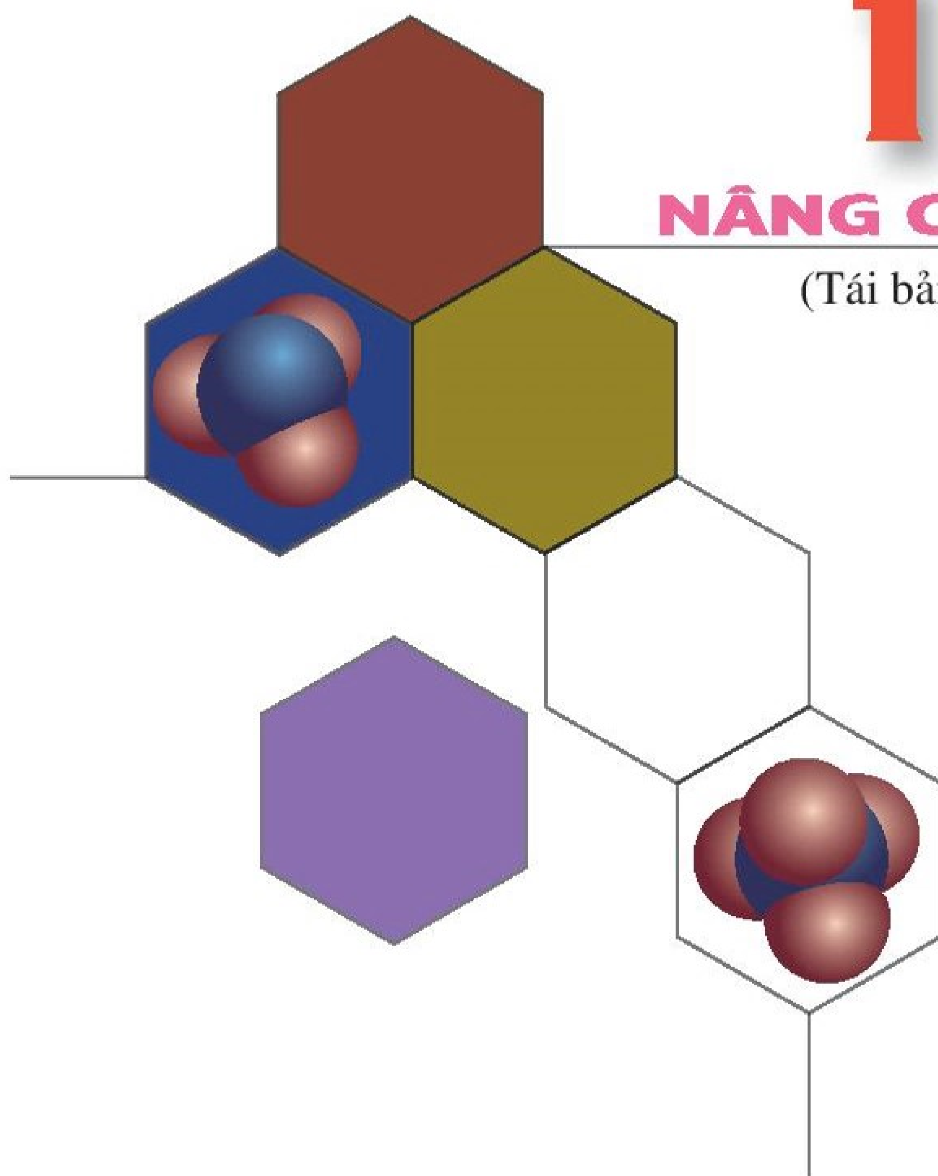
BỘ GIÁO DỤC VÀ ĐÀO TẠO

LÊ XUÂN TRỌNG (Tổng Chủ biên kiêm Chủ biên)
TỪ NGỌC ÁNH - LÊ MẬU QUYỀN - PHAN QUANG THÁI

HOÁ HỌC 10

NÂNG CAO

(Tái bản lần thứ tám)



NHÀ XUẤT BẢN GIÁO DỤC VIỆT NAM

Chịu trách nhiệm xuất bản : Chủ tịch Hội đồng Thành viên kiêm Tổng Giám đốc **NGƯT NGÔ TRẦN ÁI**
Phó Tổng Giám đốc kiêm Tổng biên tập **GS.TS VŨ VĂN HÙNG**

Biên tập lần đầu : **VƯƠNG MINH CHÂU - NGUYỄN BÍCH LAN**
Biên tập tái bản : **HOÀNG KIỀU TRANG - ĐẶNG CÔNG HIỆP**
Biên tập mĩ thuật : **PHAN HƯƠNG - NGUYỄN HỒNG VY**
Thiết kế sách : **NGUYỄN HỒNG VY**
Trình bày bìa : **PHAN HƯƠNG**
Sửa bản in : **HOÀNG KIỀU TRANG**
Chế bản : **CÔNG TY CỔ PHẦN MĨ THUẬT VÀ TRUYỀN THÔNG**

Trong sách có sử dụng một số hình ảnh minh hoạ của sách nước ngoài.

HOÁ HỌC 10 - NÂNG CAO

Mã số : NH007T4

In ... cuốn, khổ 17 x 24 (cm).
In tại ....
Số in : .... Số đăng kí KHXB : 01-2014/CXB/537-1062/GD.
In xong và nộp lưu chiểu tháng ... năm ....

Chương 1

NGUYÊN TỬ

✓ Khái niệm nguyên tử. Thành phần cấu tạo, kích thước và khối lượng của nguyên tử.

✓ Cấu tạo vỏ nguyên tử. Mối liên hệ giữa cấu tạo nguyên tử và tính chất của các nguyên tố.



Bo (Niels Bohr)
(1885 - 1962)

Bài 1 THÀNH PHẦN NGUYÊN TỬ

Từ thời cổ Hi Lạp, các nhà triết học theo trường phái Đê-mô-crít (Democritus) cho rằng các chất đều cấu tạo từ những phần tử rất nhỏ được gọi là "atomos", nghĩa là không chia nhỏ hơn được nữa.

Cho đến tận giữa thế kỉ XIX, người ta cho rằng : Các chất đều được tạo nên từ những hạt cực kì nhỏ bé không thể phân chia được nữa, gọi là nguyên tử.

Những công trình thực nghiệm vào cuối thế kỉ XIX, đầu thế kỉ XX đã chứng minh nguyên tử có thật và có cấu tạo phức tạp.

- **Vậy nguyên tử có kích thước, khối lượng và thành phần cấu tạo như thế nào ?**
- **Kích thước, khối lượng và điện tích của các hạt tạo nên nguyên tử là bao nhiêu ?**

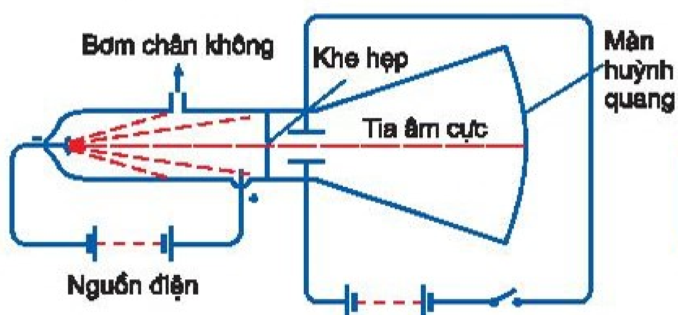
I – THÀNH PHẦN CẤU TẠO CỦA NGUYÊN TỬ

1. Electron

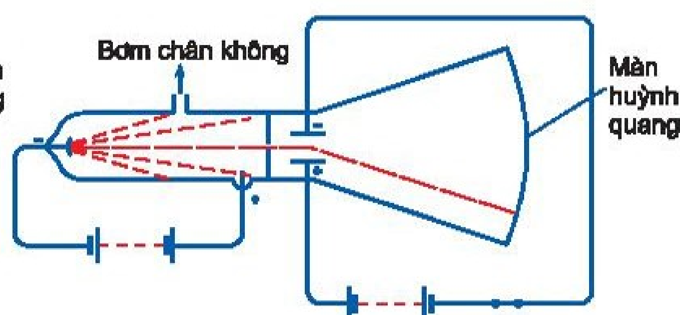
a) Sự tìm ra electron

Năm 1897, Tôm-xơn (J.J. Thomson), nhà bác học người Anh, khi nghiên cứu hiện tượng phóng điện trong chân không đã phát hiện ra tia âm cực, mà bản chất là chùm các hạt nhỏ bé mang điện tích âm, gọi là các *electron*.

Tôm-xơn cho phóng điện với hiệu điện thế 15 000 vôn qua hai điện cực gắn vào đầu của một ống kín đã rút gần hết không khí (áp suất chỉ còn 0,001 mmHg) thì thấy màn huỳnh quang trong ống thuỷ tinh phát sáng. Màn huỳnh quang phát sáng do sự xuất hiện các tia không nhìn thấy được đi từ cực âm đến cực dương. Tia này được gọi là tia âm cực, tia âm cực bị lệch về phía cực dương khi đặt ống thuỷ tinh trong một điện trường. Tia âm cực là chùm hạt mang điện tích âm và mỗi hạt đều có khối lượng được gọi là electron, kí hiệu là e (hình 1.1 và 1.2).



Hình 1.1. *Khi không có điện trường hay từ trường, tia âm cực truyền thẳng*



Hình 1.2. *Tia âm cực bị lệch bởi điện trường*

b) Khối lượng và điện tích của electron

Bằng thực nghiệm, người ta đã xác định được khối lượng và điện tích của electron.

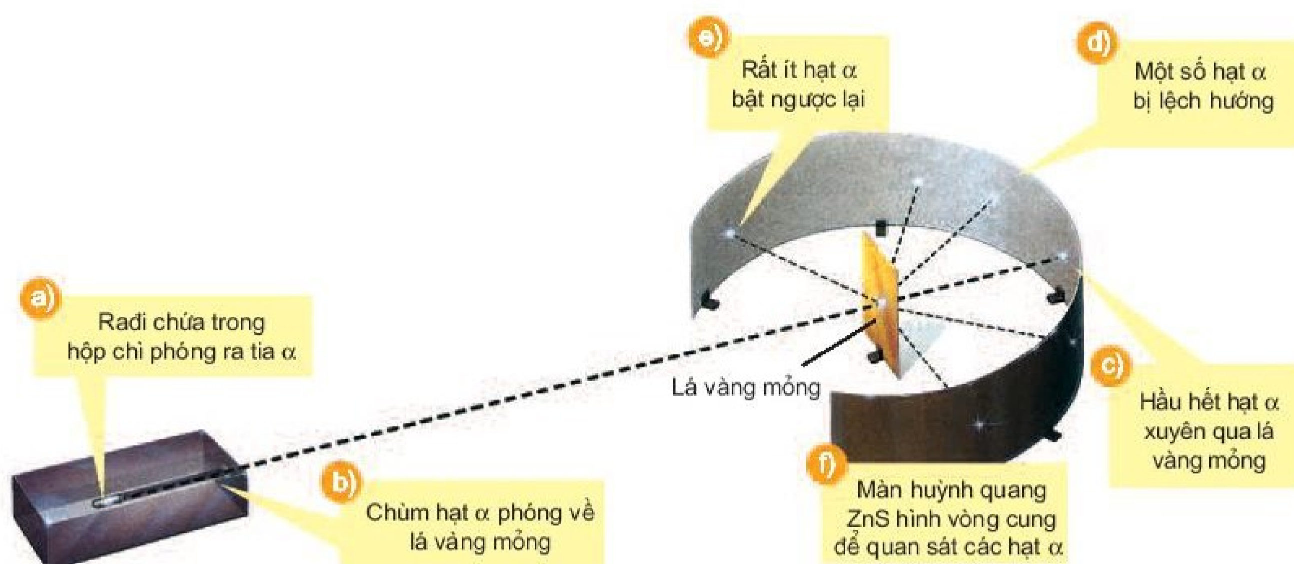
Khối lượng : $m_e = 9,1094.10^{-31}$ kg.

Điện tích : $q_e = -1,602.10^{-19}$ C (cu-lông)

Người ta chưa phát hiện được điện tích nào nhỏ hơn $1,602.10^{-19}$C nên nó được dùng làm *điện tích đơn vị* kí hiệu là e_o. Do đó điện tích của electron được kí hiệu là $-e_o$ và quy ước là 1–.

2. Sự tìm ra hạt nhân nguyên tử

Năm 1911, Rơ-dơ-pho (E.Rutherford) và các cộng sự đã cho các hạt α(*) bắn phá một lá vàng mỏng và dùng màn huỳnh quang đặt sau lá vàng để theo dõi đường đi của hạt α. Kết quả thí nghiệm cho thấy hầu hết các hạt α đều xuyên thẳng qua lá vàng, nhưng có một số ít hạt đi lệch hướng ban đầu và một số rất ít hạt bị bật lại phía sau khi gặp lá vàng (hình 1.3).



Hình 1.3. *Mô hình thí nghiệm khám phá ra hạt nhân nguyên tử*

Điều này chỉ có thể được giải thích là *nguyên tử có cấu tạo rỗng*, các electron chuyển động xung quanh một *hạt mang điện tích dương có kích thước rất nhỏ so với kích thước của nguyên tử*, nằm ở tâm của nguyên tử. *Đó là hạt nhân của nguyên tử.*

(*) Hạt mang điện tích 2+, có khối lượng xấp xỉ 4 lần khối lượng của nguyên tử hiđro

3. Cấu tạo của hạt nhân nguyên tử

a) Sự tìm ra proton

Năm 1918, Rơ-dơ-pho khi bắn phá hạt nhân nguyên tử nitơ bằng hạt α đã quan sát được sự xuất hiện hạt nhân nguyên tử oxi và một loại hạt có khối lượng $1,6726.10^{-27}$ kg, mang một đơn vị điện tích dương (e_o hay 1+). Hạt này là một thành phần cấu tạo của hạt nhân nguyên tử được gọi là *proton*, kí hiệu bằng chữ p.

b) Sự tìm ra nơtron

Năm 1932, Chat-uých (J.Chadwick) (cộng tác viên của Rơ-dơ-pho) dùng hạt α bắn phá hạt nhân nguyên tử beri đã quan sát được sự xuất hiện một loại hạt mới có khối lượng xấp xỉ khối lượng của proton, nhưng không mang điện, được gọi là *nơtron*, kí hiệu bằng chữ n.

Như vậy, *hạt nhân nguyên tử của mọi nguyên tố đều có các hạt proton và nơtron*(*).

Kết luận : Thành phần cấu tạo của nguyên tử gồm :

Hạt nhân nằm ở tâm của nguyên tử gồm các hạt proton và nơtron.

Vỏ nguyên tử gồm các electron chuyển động xung quanh hạt nhân.

Bảng 1.1

Khối lượng và điện tích của các hạt cấu tạo nên nguyên tử

Đặc tính hạt	Vỏ nguyên tử	Hạt nhân	
	electron (e)	proton (p)	nơtron (n)
Điện tích (q)	$q_e = -1,602.10^{-19}$C hay q_e = 1–	$q_p = 1,602.10^{-19}$C hay q_p = 1+	$q_n = 0$
Khối lượng (m)	$m_e = 9,1094.10^{-31}$kg $m_e = 0,00055$u	$m_p = 1,6726.10^{-27}$kg $m_p \approx 1$u	$m_n = 1,6748.10^{-27}$kg $m_n \approx 1$u

Qua bảng 1.1 ta thấy khối lượng của proton hoặc nơtron lớn hơn khối lượng của electron khoảng 1840 lần, do đó có thể kết luận : *Khối lượng của nguyên tử tập trung hầu hết ở hạt nhân, khối lượng của các electron là không đáng kể so với khối lượng của nguyên tử.*

(*) Riêng nguyên tố hiđro có một loại nguyên tử trong hạt nhân chỉ có một proton và không có nơtron.

II – KÍCH THƯỚC VÀ KHỐI LƯỢNG CỦA NGUYÊN TỬ

Ngày nay, các nhà khoa học cũng đã xác định được kích thước và khối lượng các hạt tạo nên nguyên tử.

Nguyên tử của các nguyên tố khác nhau có kích thước và khối lượng khác nhau.

1. Kích thước

Nếu hình dung nguyên tử như một quả cầu trong đó có các electron chuyển động rất nhanh xung quanh hạt nhân, thì nguyên tử đó có đường kính khoảng 10^{-10}m.

Để biểu thị kích thước nguyên tử, người ta dùng đơn vị nanomet (viết tắt là nm) hay angstrom (kí hiệu là $\mathring{A}$).

$$1\text{nm} = 10^{-9}\text{m} \; ; \; 1\mathring{A} = 10^{-10}\text{m} \; ; \; 1 \text{ nm} = 10\mathring{A}.$$

a) Nguyên tử nhỏ nhất là nguyên tử hiđro có bán kính khoảng 0,053 nm.

b) Đường kính của hạt nhân nguyên tử còn nhỏ hơn, vào khoảng 10^{-5} nm.

Như vậy, đường kính của nguyên tử lớn hơn đường kính của hạt nhân khoảng 10 000 lần $\left(\dfrac{10^{-1}\text{nm}}{10^{-5}\text{nm}} = 10^4\right)$.

Nếu hình dung hạt nhân là quả cầu có đường kính 10 cm thì nguyên tử là quả cầu có đường kính 1000 m = 1 km.

c) Đường kính của electron và của proton còn nhỏ hơn nhiều (khoảng 10^{-8}nm). Electron chuyển động xung quanh hạt nhân trong không gian rỗng của nguyên tử.

2. Khối lượng

Ta khó tưởng tượng được 1 g của bất kì chất nào cũng chứa tới hàng tỉ tỉ nguyên tử.

Thí dụ : 1 g cacbon có tới 5.10^{22} ($50\,000.10^9.10^9$) nguyên tử cacbon (tức là năm mươi nghìn tỉ tỉ nguyên tử cacbon).

Vậy, để biểu thị khối lượng của nguyên tử, phân tử và các hạt proton, nơtron, electron người ta dùng đơn vị khối lượng nguyên tử, kí hiệu là u(*), u còn được gọi là đvC.

(*) Trong một số tài liệu, người ta còn gọi là amu (atomic mass unit).

1 u bằng $\frac{1}{12}$ khối lượng của một nguyên tử đồng vị cacbon 12. Nguyên tử này có khối lượng là $19{,}9265.10^{-27}$ kg.

$$1u = \frac{19{,}9265.10^{-27}\text{kg}}{12} = 1{,}6605.10^{-27}\text{kg}$$

Khối lượng của 1 nguyên tử cacbon là $19{,}9265.10^{-27}$ kg = 12 u.

Khối lượng của 1 nguyên tử hiđro là $1{,}6738.10^{-27}$ kg ≈ 1 u.

BÀI TẬP

1. Các hạt cấu tạo nên hạt nhân của hầu hết các nguyên tử là

A. electron và proton.

B. proton và nơtron.

C. nơtron và electron.

D. electron, proton và nơtron.

Hãy chọn đáp án đúng.

2. Các hạt cấu tạo nên hầu hết các nguyên tử là

A. proton và electron

B. nơtron và electron

C. nơtron và proton

D. nơtron, proton và electron.

Hãy chọn đáp án đúng.

3. Kết quả phân tích cho thấy trong phân tử khí CO_2 có 27,3% C và 72,7% O theo khối lượng. Biết nguyên tử khối của C là 12,011. Hãy xác định nguyên tử khối của oxi.

4. Biết rằng khối lượng một nguyên tử oxi nặng gấp 15,842 lần và khối lượng của nguyên tử cacbon nặng gấp 11,906 lần khối lượng của nguyên tử hiđro. Hỏi nếu chọn $\frac{1}{12}$ khối lượng nguyên tử cacbon làm đơn vị thì H, O có khối lượng nguyên tử là bao nhiêu ?

Bài 2 HẠT NHÂN NGUYÊN TỬ NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

- **Sự liên quan giữa số đơn vị điện tích hạt nhân với số proton và số electron.**
- **Số khối của hạt nhân được tính như thế nào ?**
- **Khái niệm nguyên tố hoá học.**

I – HẠT NHÂN NGUYÊN TỬ

1. Điện tích hạt nhân

Hạt nhân gồm các hạt proton và nơtron. Nếu hạt nhân có Z proton, thì điện tích của hạt nhân bằng Z+ và số đơn vị điện tích hạt nhân bằng Z.

Nguyên tử trung hoà điện nên số proton trong hạt nhân bằng số electron của nguyên tử. Vậy trong nguyên tử :

Số đơn vị điện tích hạt nhân Z = *số proton* = *số electron.*

Thí dụ : Số đơn vị điện tích hạt nhân nguyên tử nitơ là 7, vậy nguyên tử nitơ có 7 proton và 7 electron.

2. Số khối

Số khối của hạt nhân, kí hiệu là A, bằng tổng số proton (kí hiệu là Z) và tổng số nơtron (kí hiệu là N).

$$A = Z + N$$

Thí dụ : Hạt nhân nguyên tử cacbon có 6 proton và 6 nơtron. Vậy số khối của hạt nhân nguyên tử cacbon là A = 6 + 6 = 12.

Hạt nhân của nguyên tử natri có 11 proton và 12 nơtron. Vậy số khối của hạt nhân nguyên tử natri là 23.

II – NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

1. Định nghĩa

Nguyên tố hoá học là những nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân.

Như vậy, tất cả các nguyên tử của cùng một nguyên tố hoá học đều có cùng số proton và cùng số electron. Thí dụ : Tất cả các nguyên tử có cùng số đơn vị điện tích hạt nhân là 6 đều thuộc nguyên tố cacbon. Các nguyên tử cacbon đều có 6 proton và 6 electron.

Những nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân đều có tính chất hoá học giống nhau.

Cho đến nay, người ta đã biết 92 nguyên tố hoá học có trong tự nhiên và khoảng 18 nguyên tố nhân tạo được tổng hợp trong các phòng thí nghiệm hạt nhân.

2. Số hiệu nguyên tử

Số đơn vị điện tích hạt nhân nguyên tử của một nguyên tố được gọi là số hiệu nguyên tử của nguyên tố đó.

Số hiệu nguyên tử (kí hiệu là Z) cho biết :

– Số proton trong hạt nhân nguyên tử.

– Số electron trong nguyên tử.

Nếu biết số khối A và số hiệu nguyên tử Z ta biết được số proton, số nơtron (N = A – Z) có trong hạt nhân nguyên tử và số electron của nguyên tử đó.

3. Kí hiệu nguyên tử

Số đơn vị điện tích hạt nhân và số khối được coi là những đặc trưng cơ bản của nguyên tử. Để kí hiệu nguyên tử, người ta thường ghi các chỉ số đặc trưng ở bên trái kí hiệu nguyên tố X với số khối A ở phía trên, số hiệu nguyên tử Z ở phía dưới : $^{A}_{Z}X$.

Thí dụ : $^{35}_{17}Cl$, cho biết nguyên tử clo có số khối là 35 và số hiệu nguyên tử là 17.

BÀI TẬP

1. Nguyên tố hoá học là những nguyên tử có cùng

A. số khối.

B. số nơtron.

C. số proton.

D. số nơtron và số proton.

Chọn đáp án đúng.

2. Kí hiệu nguyên tử biểu thị đầy đủ đặc trưng cho nguyên tử của một nguyên tố hoá học vì nó cho biết

A. số khối A.

B. số hiệu nguyên tử Z.

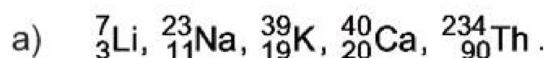
C. nguyên tử khối của nguyên tử.

D. số khối A và số đơn vị điện tích hạt nhân.

Chọn đáp án đúng.

3. Hãy cho biết mối liên hệ giữa số proton, số đơn vị điện tích hạt nhân và số electron trong một nguyên tử. Giải thích và cho thí dụ.

4. Hãy cho biết số đơn vị điện tích hạt nhân, số proton, số nơtron và số electron của các nguyên tử có kí hiệu sau đây :



a) ${}^{7}_{3}Li$, ${}^{23}_{11}Na$, ${}^{39}_{19}K$, ${}^{40}_{20}Ca$, ${}^{234}_{90}Th$.



b) ${}^{1}_{1}H$, ${}^{4}_{2}He$, ${}^{12}_{6}C$, ${}^{16}_{8}O$, ${}^{31}_{15}P$, ${}^{54}_{26}Fe$.

5. Ytri (Y) dùng làm vật liệu siêu dẫn có số khối là 89. Dựa vào bảng tuần hoàn, hãy xác định số proton, số nơtron và số electron của nguyên tử nguyên tố Y.

Bài 3 ĐỒNG VỊ. NGUYÊN TỬ KHỐI VÀ NGUYÊN TỬ KHỐI TRUNG BÌNH

- **Thế nào là đồng vị, nguyên tử khối, nguyên tử khối trung bình ?**
- **Cách xác định nguyên tử khối trung bình.**

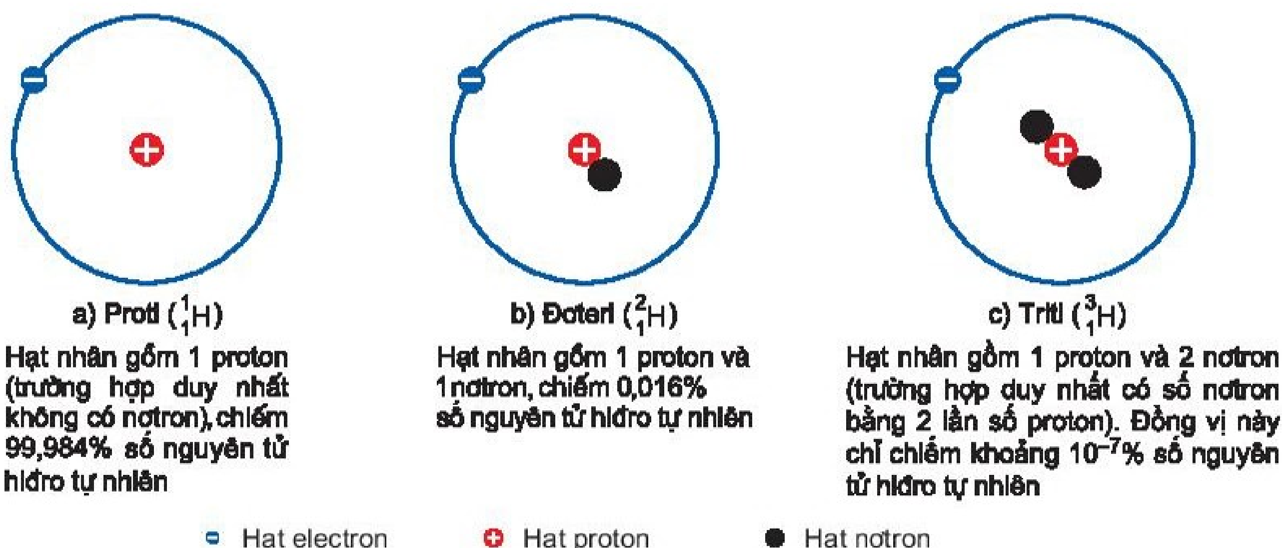
I – ĐỒNG VỊ

Các nguyên tử của cùng một nguyên tố hoá học có thể có số khối khác nhau, vì hạt nhân của các nguyên tử đó có cùng số proton nhưng có thể có số nơtron khác nhau.

Các đồng vị của cùng một nguyên tố hoá học là những nguyên tử có cùng số proton nhưng khác nhau về số nơtron, do đó số khối A của chúng khác nhau.

Các đồng vị được xếp vào cùng một vị trí (ô nguyên tố) trong bảng tuần hoàn.

Thí dụ nguyên tố hiđro có ba đồng vị :



Hình 1.4. *Sơ đồ cấu tạo nguyên tử các đồng vị của nguyên tố hiđro*

Phần lớn các nguyên tố hoá học là hỗn hợp của nhiều đồng vị. Ngoài khoảng 340 đồng vị tồn tại trong tự nhiên, người ta đã tổng hợp được hơn 2400 đồng vị nhân tạo. Các đồng vị của cùng một nguyên tố hoá học có số nơtron trong hạt nhân khác nhau, nên có một số tính chất vật lí khác nhau.

Thí dụ : Ở trạng thái đơn chất, đồng vị $^{37}_{17}Cl$ có tỉ khối lớn hơn, nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi cao hơn đồng vị $^{35}_{17}Cl$.

Người ta phân biệt các đồng vị bền và không bền. Hầu hết các đồng vị có số hiệu nguyên tử lớn hơn 82 (Z > 82) là không bền, chúng còn được gọi là các đồng vị phóng xạ.

Nhiều đồng vị, đặc biệt là các đồng vị phóng xạ, được sử dụng nhiều trong đời sống, y học, nghiên cứu sự phát triển của cây trồng,...

II - NGUYÊN TỬ KHỐI VÀ NGUYÊN TỬ KHỐI TRUNG BÌNH

1. Nguyên tử khối

Nguyên tử khối là khối lượng tương đối của nguyên tử.

Nguyên tử khối của một nguyên tử cho biết khối lượng của nguyên tử đó nặng gấp bao nhiêu lần đơn vị khối lượng nguyên tử.

Khối lượng của một nguyên tử bằng tổng khối lượng của proton, nơtron và electron trong nguyên tử đó. Proton và nơtron đều có khối lượng xấp xỉ 1 u. Electron có khối lượng nhỏ hơn rất nhiều (0,00055 u), nên có thể coi nguyên tử khối xấp xỉ số khối của hạt nhân.

2. Nguyên tử khối trung bình

Hầu hết các nguyên tố hoá học là hỗn hợp của nhiều đồng vị với tỉ lệ phần trăm số nguyên tử xác định, nên nguyên tử khối của các nguyên tố có nhiều đồng vị là nguyên tử khối trung bình của hỗn hợp các đồng vị có tính đến tỉ lệ phần trăm số nguyên tử của mỗi đồng vị.

Giả sử nguyên tố có hai đồng vị A và B. Gọi $\overline{A}$ là nguyên tử khối trung bình, A là nguyên tử khối của đồng vị A, a là tỉ lệ phần trăm số nguyên tử của đồng vị A ; B là nguyên tử khối của đồng vị B, b là tỉ lệ phần trăm số nguyên tử của đồng vị B. Ta có :

$$\overline{A} = \frac{aA + bB}{100}$$

Trong những tính toán không cần độ chính xác cao, người ta coi nguyên tử khối bằng số khối.

Thí dụ : Nguyên tố clo có 2 đồng vị bền $^{35}_{17}Cl$ chiếm 75,77 % và $^{37}_{17}Cl$ chiếm 24,23%. Nguyên tử khối trung bình của clo là :

$$\overline{A}_{Cl} = 35.\frac{75,77}{100} + 37.\frac{24,23}{100} \approx 35,5 \ (*)$$

(*)Trong bảng tuần hoàn, người ta cho số hiệu chính xác hơn là 35,45.

BÀI TẬP

1. Nguyên tố cacbon có hai đồng vị bền : $^{12}_{6}C$ chiếm 98,89% và $^{13}_{6}C$ chiếm 1,11%. Nguyên tử khối trung bình của nguyên tố cacbon là

A. 12,500 C. 12,022

B. 12,011 D. 12,055

Chọn đáp án đúng.

2. Cho biết số proton, số nơtron và số electron của các đồng vị sau đây :

a) $^{28}_{14}Si$, $^{29}_{14}Si$, $^{30}_{14}Si$.

b) $^{54}_{26}Fe$, $^{56}_{26}Fe$, $^{57}_{26}Fe$, $^{58}_{26}Fe$.

3. Nguyên tử khối trung bình của bạc bằng 107,02 lần nguyên tử khối của hiđro. Nguyên tử khối của hiđro bằng 1,008. Tính nguyên tử khối trung bình của bạc.

4. Cho hai đồng vị hiđro và hai đồng vị của clo với tỉ lệ phần trăm số nguyên tử chiếm trong tự nhiên như sau : $^{1}_{1}H$(99,984%), $^{2}_{1}H$(0,016%), $^{35}_{17}Cl$(75,77 %), $^{37}_{17}Cl$ (24,23%).

a) Tính nguyên tử khối trung bình của mỗi nguyên tố.

b) Có thể có bao nhiêu loại phân tử HCl khác nhau tạo nên từ hai đồng vị của hai nguyên tố đó ?

c) Tính phân tử khối của mỗi loại phân tử nói trên.

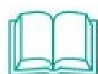
5. Nguyên tử khối trung bình của đồng bằng 63,546. Trong tự nhiên, đồng có hai đồng vị $^{63}_{29}Cu$ và $^{65}_{29}Cu$. Tính tỉ lệ phần trăm số nguyên tử của đồng vị $^{63}_{29}Cu$ tồn tại trong tự nhiên.

6. Cho hai đồng vị $^{1}_{1}H$ (kí hiệu là H) và $^{2}_{1}H$ (kí hiệu là D).

a) Viết các công thức phân tử hiđro có thể có.

b) Tính phân tử khối của mỗi loại phân tử.

c) Một lít khí hiđro giàu đơteri ($^{2}_{1}H$) ở điều kiện tiêu chuẩn nặng 0,10 g. Tính thành phần phần trăm khối lượng từng đồng vị của hiđro.


Tư liệu

SỰ PHÓNG XẠ

1. Sự phân rã hạt nhân – phóng xạ và phân hạch

Tính phóng xạ là tính chất của một số hạt nhân nguyên tử không bền có thể tự biến đổi và phát ra các bức xạ hạt nhân (thường được gọi là các tia phóng xạ). Các nguyên tử có tính phóng xạ gọi là các đồng vị phóng xạ, còn các nguyên tử không phóng xạ gọi là các *đồng vị bền*. Các nguyên tố chỉ gồm các đồng vị phóng xạ (không có đồng vị bền) gọi là *nguyên tố phóng xạ*.

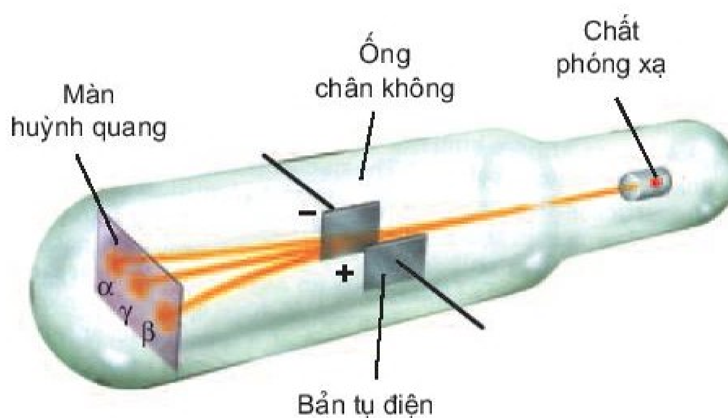
Tia phóng xạ có thể là chùm các hạt mang điện dương như hạt α (phóng xạ α), hạt proton ; mang điện âm như chùm electron (phóng xạ β) ; không mang điện như hạt nơtron hoặc tia γ (có bản chất giống như ánh sáng nhưng năng lượng lớn hơn nhiều). Sự tự biến đổi như vậy của hạt nhân nguyên tử, thường gọi là sự phân rã phóng xạ hay phân rã hạt nhân.

Tự phân hạch, là quá trình hạt nhân của các nguyên tử phóng xạ có số khối lớn như ^{235}U tự vỡ ra thành các mảnh hạt nhân kèm theo sự thoát ra nơtron và một số hạt cơ bản khác, cũng là một dạng của sự phân rã hạt nhân.

Trong tự phân hạch và phân rã hạt nhân đều có sự hụt khối lượng, tức là tổng khối lượng của các hạt tạo thành nhỏ hơn khối lượng của hạt nhân ban đầu. Khối lượng bị hao hụt này chuyển hoá thành năng lượng khổng lồ được tính theo phương trình nổi tiếng của Anh-xtanh (A.Einstein) : $\Delta E = \Delta m.c^2$. Trong đó, ΔE là năng lượng thoát ra khi phân rã hạt nhân (năng lượng này nằm trong động năng của các hạt thoát ra khi phân rã hạt nhân và năng lượng của bức xạ γ) ; Δm là độ hụt khối ; $c = 2,988.10^8$ m/s là vận tốc ánh sáng trong chân không.

2. Sự phóng xạ tự nhiên

Năm 1896, nhà vật lí người Pháp, Béc-cơ-ren (A.Becquerel) và sau đó là ông bà Pi-e Quy-ri và Ma-ri Quy-ri (Pièrre Curie và Marie Curie) phát hiện ra rằng các hợp chất của urani có khả năng tự phát ra những tia không nhìn thấy được, có thể xuyên qua những vật mà tia sáng thường không đi qua được, gọi là các tia phóng xạ. Dưới tác dụng của điện trường tia phóng xạ bị tách làm ba tia :



Hình 1.5. *Sự phóng xạ tự nhiên*

– Tia α (anpha) lệch về phía cực âm của điện trường, gồm các hạt α mang hai điện tích dương, có khối lượng bằng khối lượng của nguyên tử heli.

– Tia β (bêta) lệch về phía cực dương của điện trường, gồm các hạt electron.

– Tia γ (gamma) không lệch về cực nào của điện trường, có bản chất giống như tia sáng (hình 1.5).

Những nghiên cứu về bản chất của hiện tượng phóng xạ chứng tỏ rằng hạt nhân của các nguyên tử phóng xạ không bền, tự phân huỷ và phóng ra các hạt vật chất khác nhau như hạt α, β, kèm theo bức xạ điện từ như tia γ. Đồng thời với hiện tượng phóng xạ tự nhiên, người ta cũng phát hiện một số loại nguyên tử của một số nguyên tố nhân tạo cũng có khả năng phóng xạ.

3. Ứng dụng của đồng vị phóng xạ

Mặc dù mãi tới năm 1896 hiện tượng phóng xạ mới được phát hiện bởi nhà bác học Pháp Bec-cơ-ren, nhưng các đồng vị phóng xạ đã nhanh chóng đóng vai trò đáng kể trong lịch sử phát triển của thế kỉ XX và thế kỉ chúng ta đang sống. Ứng dụng đồng vị phóng xạ trong các lĩnh vực khác nhau của kĩ thuật và đời sống chủ yếu dựa trên hai yếu tố : (1) Tương tác mạnh của tia phóng xạ với môi trường vật chất mà nó đi qua ; (2) Do sự phát tia phóng xạ, các đồng vị phóng xạ dễ được phát hiện bằng các máy đo phóng xạ, nên có thể đóng vai trò của các nguyên tử đánh dấu. Sau đây là một vài thí dụ về ứng dụng đồng vị phóng xạ.

a) Trong nghiên cứu sinh học và nông nghiệp

Trong những thành tựu rực rỡ gần đây của nghiên cứu di truyền học, giải mã gen, tìm hiểu sự vận chuyển các axit amin trong cơ thể sinh vật,... vai trò của các nguyên tử đánh dấu là rất quan trọng.

Các tia phóng xạ có năng lượng lớn, gây ra các đột biến gen tạo thành các giống mới với nhiều tính chất ưu việt. Đây là cơ sở của cách mạng xanh trên thế giới. Tia γ của đồng vị ^{60}Co là tác nhân tiệt trùng, chống nấm mốc hữu hiệu trong bảo quản lương thực, thực phẩm và các loại hạt giống.

b) Trong y học

Trong y học, các đồng vị phóng xạ được dùng rộng rãi cho hoạt động nghiên cứu, chẩn đoán và điều trị. Các hợp chất đánh dấu hoá phóng xạ cung cấp các thông tin giải phẫu học về nội tạng con người, về hoạt động của các cơ quan riêng biệt, phục vụ cho chẩn đoán bệnh. Tia phóng xạ được sử dụng trong các phương pháp chụp cắt lớp. Từ lâu người ta đã sử dụng đồng vị ^{131}I trong chẩn đoán và điều trị bệnh tuyến giáp. Tia γ có thể hội tụ tạo thành chùm tia có năng lượng lớn, được sử dụng như một lưỡi dao sắc (dao gamma) trong các ca mổ không chảy máu đối với các khối u nằm sâu trong não, mà bệnh nhân không cần phải gây mê, có thể đi lại được ngay sau ca mổ,... Năm 2005, một thiết bị "dao gamma" như vậy đã được đưa vào sử dụng ở Việt Nam (tại Bệnh viện Trường Đại học Y Khoa Huế).

c) Trong công nghiệp và nghiên cứu khoa học

Phương pháp nguyên tử đánh dấu được dùng rộng rãi để theo dõi sự di chuyển của nước mặt, nước ngầm, kiểm tra tốc độ thấm qua đê, đập, thăm dò dầu khí, nghiên cứu cơ chế của các phản ứng phức tạp và đo đạc các hằng số hoá lí.

Tia γ với khả năng đâm xuyên mạnh cho phép kiểm tra độ đặc khít của bê tông và các vật liệu kết khối, phát hiện các khuyết tật, nứt, gẫy nằm sâu trong vật liệu mà không phải phá mẫu.

Năng lượng của tia phóng xạ có thể gây ra nhiều biến đổi hoá học, biến tính nhiều vật liệu tạo ra các vật liệu mới, với những tính chất cực kì độc đáo.

Các phương pháp hạt nhân có khả năng phát hiện tạp chất ở nồng độ rất nhỏ ($10^{-9} - 10^{-8}$), đã làm thay đổi đáng kể diện mạo của Hoá học phân tích hiện đại. Phân tích đồng vị cho phép xác định tuổi của mẫu đất đá hoặc mẫu hoá thạch,...

Bài 4 SỰ CHUYỂN ĐỘNG CỦA ELECTRON TRONG NGUYÊN TỬ. OBITAN NGUYÊN TỬ

- **Trong nguyên tử, electron chuyển động như thế nào ? Sự chuyển động của electron có giống sự chuyển động của các vật thể lớn hay không ?**
- **Thế nào là obitan nguyên tử và hình dạng của chúng ra sao ? Có những loại obitan nguyên tử nào trong nguyên tử ?**

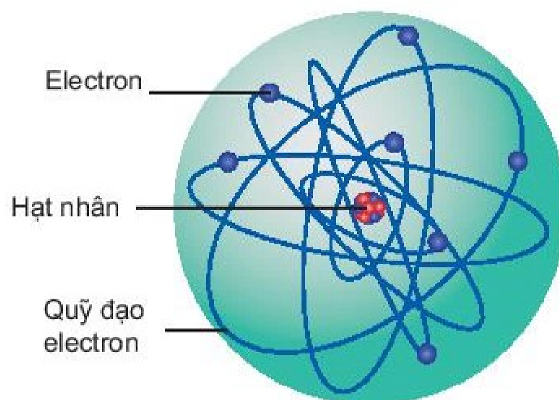
I – SỰ CHUYỂN ĐỘNG CỦA ELECTRON TRONG NGUYÊN TỬ

1. Mô hình hành tinh nguyên tử

Mô hình nguyên tử cũ do Rơ-dơ-pho, Bo và Zom-mơ-phen (A. Sommerfeld) đề xướng. Theo mô hình này trong nguyên tử các electron chuyển động trên những quỹ đạo tròn hay bầu dục xác định xung quanh hạt nhân, như các hành tinh quay quanh mặt trời (hình 1.6). Do đó mô hình này còn được gọi là mô hình hành tinh nguyên tử.

Tuy nhiên, mô hình này không phản ánh đúng trạng thái chuyển động của electron trong nguyên tử. Từ những thuyết của vật lí hiện đại, ta biết trạng thái chuyển động của electron (những hạt vi mô – những hạt vô cùng nhỏ) có những khác biệt về bản chất so với sự chuyển động của những vật thể vĩ mô (vật thể lớn) mà ta thường quan sát thấy hằng ngày.

Mô hình hành tinh nguyên tử của Rơ-dơ-pho, Bo và Zom-mơ-phen có tác dụng rất lớn đến sự phát triển lí thuyết cấu tạo nguyên tử nhưng không đầy đủ để giải thích mọi tính chất của nguyên tử.



Hình 1.6. *Mô hình hành tinh nguyên tử của Rơ-dơ-pho, Bo và Zom-mơ-phen*

2. Mô hình hiện đại về sự chuyển động của electron trong nguyên tử, obitan nguyên tử

a) Sự chuyển động của electron trong nguyên tử

Trong nguyên tử, các electron chuyển động rất nhanh xung quanh hạt nhân không theo một quỹ đạo xác định nào. Giả sử chúng ta có thể chụp ảnh electron của nguyên tử hiđro ở một thời điểm nào đó, nếu chúng ta lại chụp ảnh ở một thời điểm tiếp theo thì electron sẽ ở một vị trí khác. Nếu chúng ta chồng hàng triệu bức ảnh thu được sao cho hạt nhân trùng nhau thì hình ảnh thu được bằng cách lắp ghép có thể giống như một đám mây được tạo thành từ một số rất lớn các dấu chấm, mỗi dấu chấm biểu diễn một vị trí của electron xung quanh hạt nhân. Đối với nguyên tử hiđro, sự chuyển động của electron có thể hình dung như một đám mây tích điện âm. Về mặt lí thuyết, không có đường biên rõ nét của đám mây tích điện, nhưng thực tế có thể vẽ thành một mặt cong bao quanh hầu như toàn bộ điện tích của đám mây.

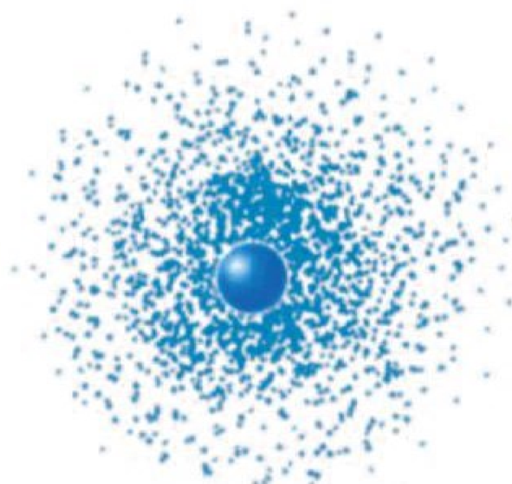
b) Obitan nguyên tử

Vùng không gian bao quanh hạt nhân nguyên tử chứa hầu như toàn bộ điện tích của đám mây được gọi là obitan nguyên tử. Tuy nhiên, mật độ điện tích không đồng đều trong không gian này. Mật độ điện tích dày đặc hơn ở gần hạt nhân.

Mây electron của nguyên tử hiđro ở trạng thái cơ bản hầu như tập trung trong một vùng không gian có dạng hình cầu bán kính trung bình 0,053 nm (hình 1.7).

Như vậy : *Obitan nguyên tử là khu vực không gian xung quanh hạt nhân mà tại đó xác suất có mặt (xác suất tìm thấy) electron khoảng 90%.*

Obitan nguyên tử được kí hiệu là AO (Atomic Orbital).



Hình 1.7. *Đám mây electron hình cầu của nguyên tử hiđro*

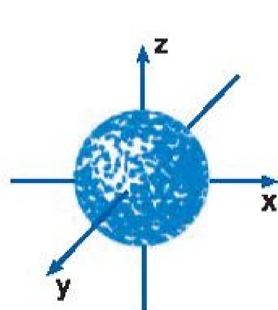
Để cho tiện lợi và đơn giản, người ta cũng có thể biểu diễn obitan nguyên tử hiđro bằng một mặt cong nét liền thay cho hình ảnh các dấu chấm (hình 1.8).



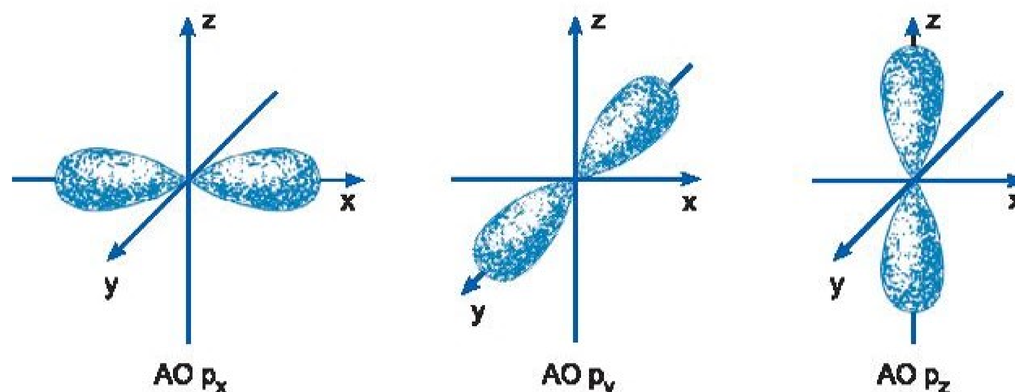
Hình 1.8. *Biểu diễn obitan nguyên tử hiđro một cách đơn giản*

II - HÌNH DẠNG OBITAN NGUYÊN TỬ

Khi chuyển động trong nguyên tử, các electron có thể chiếm những mức năng lượng khác nhau đặc trưng cho trạng thái chuyển động của nó. Những electron chuyển động gần hạt nhân hơn, chiếm những mức năng lượng thấp hơn tức là ở trạng thái bền hơn, những electron chuyển động ở xa hạt nhân có năng lượng cao hơn. Dựa trên sự khác nhau về trạng thái của electron trong nguyên tử, người ta phân loại thành các obitan s, obitan p, obitan d và obitan f. Hình dạng các obitan s và p được biểu diễn trên hình 1.9 và 1.10.



Hình 1.9. *Obitan s*



Hình 1.10. *Các obitan p_x, p_y và p_z có dạng hình số tám nổi*

Từ hình ảnh các obitan nguyên tử, chúng ta thấy :

Obitan s có dạng hình cầu, tâm là hạt nhân nguyên tử.

Obitan p gồm 3 obitan p_x, p_y và p_z có dạng hình số tám nổi. Mỗi obitan có sự định hướng khác nhau trong không gian, chẳng hạn obitan p_x định hướng theo trục x, obitan p_y định hướng theo trục y,...

Obitan d, f có hình dạng phức tạp hơn.

BÀI TẬP

1. Obitan nguyên tử hiđro ở trạng thái cơ bản có dạng hình cầu và có bán kính trung bình là

   A. 0,045 nm. B. 0,053 nm.

   C. 0,098 nm. D. 0,058 nm.

   Chọn đáp án đúng.

2. Obitan p_y có dạng hình số tám nổi

   A. được định hướng theo trục z. B. được định hướng theo trục y.

   C. được định hướng theo trục x. D. không định hướng theo trục nào.

   Chọn đáp án đúng.

3. Đáp án nào đúng trong các đáp án sau đây ?

   Trong nguyên tử hiđro electron thường được tìm thấy

   A. trong hạt nhân nguyên tử.

   B. bên ngoài hạt nhân, song ở gần hạt nhân vì electron bị hút bởi hạt proton.

   C. bên ngoài hạt nhân và thường ở xa hạt nhân, vì thể tích nguyên tử là mây electron của nguyên tử đó.

   D. cả bên trong và bên ngoài hạt nhân, vì electron luôn được tìm thấy ở bất kì chỗ nào trong nguyên tử.

4. Có thể mô tả sự chuyển động của electron trong nguyên tử bằng các quỹ đạo chuyển động không ? Tại sao ?

5. Theo lí thuyết hiện đại, trạng thái chuyển động của electron trong nguyên tử được mô tả bằng hình ảnh gì ?

6. Trình bày hình dạng của các obitan nguyên tử s, p và nêu rõ sự định hướng khác nhau của chúng trong không gian.

Bài 5 LUYỆN TẬP VỀ :
THÀNH PHẦN CẤU TẠO NGUYÊN TỬ KHỐI LƯỢNG CỦA NGUYÊN TỬ OBITAN NGUYÊN TỬ

- **Củng cố kiến thức về thành phần cấu tạo nguyên tử, hạt nhân nguyên tử, kích thước, khối lượng, điện tích của các hạt.**
- **Hiểu khái niệm nguyên tố hoá học, kí hiệu nguyên tử, đồng vị, nguyên tử khối, nguyên tử khối trung bình, obitan nguyên tử.**
- **Rèn luyện kĩ năng xác định số electron, proton, nơtron và nguyên tử khối khi biết kí hiệu nguyên tử.**

A - KIẾN THỨC CẦN NẮM VỮNG

1. Nguyên tử được tạo nên bởi electron và hạt nhân. Hạt nhân được tạo nên bởi proton và nơtron

$q_e = 1-$; $m_e \approx 0,00055$ u.

$q_p = 1+$; $m_p \approx 1$ u.

$q_n = 0$; $m_n \approx 1$ u.

2. Trong nguyên tử, số proton = số electron

Số khối A = Z + N.

Nguyên tử khối được coi như bằng tổng số các proton và các nơtron (gần đúng).

Nguyên tử khối của một nguyên tố có nhiều đồng vị là nguyên tử khối trung bình của các đồng vị, có tính đến tỉ lệ phần trăm số nguyên tử của mỗi đồng vị.

Nguyên tố hoá học gồm những nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân.

Các đồng vị của một nguyên tố hoá học là các nguyên tử có cùng số proton, khác số nơtron.

3. Số hiệu nguyên tử Z và số khối A đặc trưng cho nguyên tử

Kí hiệu nguyên tử $^{A}_{Z}X$.

4. Obitan nguyên tử

– Chuyển động của electron trong nguyên tử được mô tả bằng hình ảnh của các obitan nguyên tử.

– Obitan nguyên tử là khu vực không gian xung quanh hạt nhân mà tại đó xác suất có mặt (hay xác suất tìm thấy) electron khoảng 90%.

Thí dụ : Obitan của nguyên tử hiđro là một khối cầu có bán kính 0,053 nm. Trong thể tích khối cầu này tập trung khoảng 90% xác suất có mặt (hay xác suất tìm thấy) electron xung quanh hạt nhân.

– Các obitan p_x, p_y, p_z (được viết là AO-p_x, AO-p_y, AO-p_z) có dạng hình số tám nổi, định hướng theo 3 trục x, y và z của hệ toạ độ Đề-các.

B - BÀI TẬP

1. Một nguyên tử của nguyên tố X có 75 electron và 110 nơtron. Hỏi kí hiệu nguyên tử nào sau đây là của nguyên tố X ?

A. $^{185}_{110}X$; B. $^{185}_{185}X$; C. $^{185}_{75}X$; D. $^{75}_{185}X$.

2. Nguyên tử nào sau đây chứa đồng thời 20 nơtron, 19 proton và 19 electron ?

A. $^{37}_{17}Cl$; B. $^{39}_{19}K$; C. $^{40}_{18}Ar$; D. $^{40}_{20}Ca$.

3. Theo số liệu ở bảng 1.1 bài 1. Hãy tính :

a) Khối lượng (g) của nguyên tử nitơ (gồm 7 proton, 7 nơtron, 7 electron).

b) Tỉ số khối lượng của electron trong nguyên tử nitơ so với khối lượng của toàn nguyên tử.

4. Biết rằng nguyên tố agon có ba đồng vị khác nhau, ứng với số khối 36, 38 và A. Phần trăm số nguyên tử của các đồng vị tương ứng lần lượt bằng : 0,34% ; 0,06% và 99,6%. Tính số khối của đồng vị A của nguyên tố agon, biết nguyên tử khối trung bình của agon bằng 39,98.

5. Nguyên tố Mg có ba đồng vị ứng với thành phần phần trăm như sau :

Đồng vị	^{24}Mg	^{25}Mg	^{26}Mg
%	78,99	10,00	11,01

a) Tính nguyên tử khối trung bình của Mg.

b) Giả sử trong hỗn hợp nói trên có 50 nguyên tử ^{25}Mg, thì số nguyên tử tương ứng của hai đồng vị còn lại là bao nhiêu ?

Bài 6 LỚP VÀ PHÂN LỚP ELECTRON

- **Trong nguyên tử, các electron được phân bố như thế nào ?**
- **Thế nào là lớp electron, phân lớp electron ?**
- **Có bao nhiêu obitan nguyên tử trong một lớp electron và trong một phân lớp electron ?**

I - LỚP ELECTRON

Trong nguyên tử, các electron được sắp xếp thành từng lớp, các lớp được sắp xếp từ gần hạt nhân ra ngoài. Các electron trên cùng một lớp có *năng lượng gần bằng nhau.*

Những electron ở lớp trong liên kết với hạt nhân bền chặt hơn những electron ở lớp ngoài. Do đó, năng lượng của electron ở lớp trong thấp hơn năng lượng electron ở lớp ngoài. Vì vậy, năng lượng của electron chủ yếu phụ thuộc vào số thứ tự của lớp.

Thứ tự các lớp electron được ghi bằng các số nguyên n = 1, 2, 3, ..., 7.

n =	1	2	3	4	5	6	7
Tên lớp :	K	L	M	N	O	P	Q

Theo trình tự sắp xếp trên, lớp K (n = 1) là lớp gần hạt nhân nhất. Năng lượng của electron trên lớp này là thấp nhất. Sự liên kết giữa electron trên lớp này với hạt nhân là bền chặt nhất, rồi tiếp theo là những electron của lớp ứng với n lớn hơn có năng lượng cao hơn.

II - PHÂN LỚP ELECTRON

Mỗi lớp electron phân chia thành các phân lớp được kí hiệu bằng các chữ cái viết thường : s, p, d, f, ...

Các electron trên cùng một phân lớp có *năng lượng bằng nhau.*

Số phân lớp trong mỗi lớp bằng số thứ tự của lớp đó.

Lớp thứ nhất (lớp K) có 1 phân lớp, đó là phân lớp 1s.

Lớp thứ hai (lớp L) có 2 phân lớp, đó là các phân lớp 2s và 2p.

Lớp thứ ba (lớp M) có 3 phân lớp, đó là các phân lớp 3s, 3p và 3d.

Lớp thứ tư (lớp N) có 4 phân lớp, đó là các phân lớp 4s, 4p, 4d và 4f.

Lớp thứ n có n phân lớp electron.

Tuy nhiên, trên thực tế với hơn 110 nguyên tố đã biết, chỉ có số electron điền vào bốn phân lớp s, p, d và f.

Các electron ở phân lớp s được gọi là các electron s, ở phân lớp p được gọi là các electron p, ...

III - SỐ OBITAN NGUYÊN TỬ TRONG MỘT PHÂN LỚP ELECTRON

Trong một phân lớp, các obitan có cùng mức năng lượng, chỉ khác nhau sự định hướng trong không gian. Số và dạng obitan phụ thuộc vào đặc điểm của mỗi phân lớp electron :

– *Phân lớp s :* Chỉ có 1 obitan, có đối xứng cầu trong không gian (hình 1.9).

– *Phân lớp p :* Có 3 obitan p_x, p_y, p_z định hướng theo các trục x, y và z (hình 1.10).

– *Phân lớp d :* Có 5 obitan, định hướng khác nhau trong không gian.

– *Phân lớp f :* Có 7 obitan, cũng định hướng khác nhau trong không gian.

Như vậy : Số obitan trong các phân lớp s, p, d, f tương ứng là các số lẻ : 1, 3, 5, 7.

IV - SỐ OBITAN NGUYÊN TỬ TRONG MỘT LỚP ELECTRON

Số obitan trong lớp electron thứ n là n^2 obitan :

– Lớp K (n = 1) có $1^2 = 1$ obitan, đó là obitan 1s.

– Lớp L (n = 2) có $2^2 = 4$ obitan, gồm 1 obitan 2s và 3 obitan 2p.

– Lớp M (n = 3) có $3^2 = 9$ obitan, gồm 1 obitan 3s, 3 obitan 3p và 5 obitan 3d.

– Lớp N (n = 4) có $4^2 = 16$ obitan, gồm 1 obitan 4s, 3 obitan 4p, 5 obitan 4d và 7 obitan 4f.

BÀI TẬP

1. Các obitan trong một phân lớp electron

   A. có cùng sự định hướng trong không gian.

   B. có cùng mức năng lượng.

   C. khác nhau về mức năng lượng.

   D. có hình dạng không phụ thuộc vào đặc điểm mỗi phân lớp.

   Hãy chọn đáp án đúng.

2. Thế nào là lớp và phân lớp electron. Sự khác nhau giữa lớp và phân lớp electron ?

3. Hãy cho biết tên của các lớp electron ứng với các giá trị của n = 1, 2, 3, 4 và cho biết các lớp đó lần lượt có bao nhiêu phân lớp electron ?

4. Hãy cho biết số phân lớp electron, số obitan có trong lớp M và N.

5. Vẽ hình dạng các obitan 1s, 2s và các obitan $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$.

Bài 7

NĂNG LƯỢNG CỦA CÁC ELECTRON TRONG NGUYÊN TỬ CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ

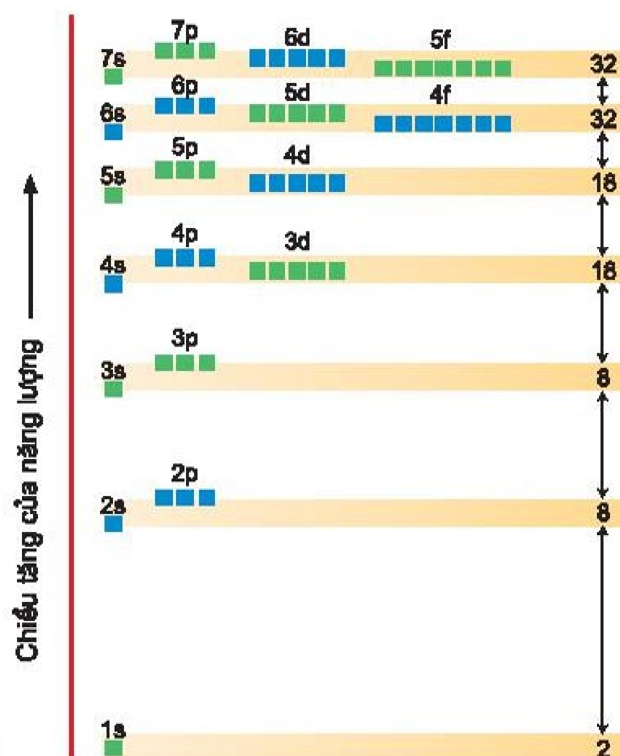
- **Trong nguyên tử, các electron chiếm những mức năng lượng nào ? Trình tự sắp xếp các mức năng lượng này ra sao ?**
- **Việc phân bố các electron trong nguyên tử tuân theo những nguyên lí và quy tắc nào ?**
- **Cấu hình electron nguyên tử là gì ? Cách viết cấu hình electron nguyên tử như thế nào ?**

I – NĂNG LƯỢNG CỦA ELECTRON TRONG NGUYÊN TỬ

1. Mức năng lượng obitan nguyên tử

Trong nguyên tử, các electron trên mỗi obitan có một mức năng lượng xác định. Người ta gọi mức năng lượng này là *mức năng lượng obitan nguyên tử* (mức năng lượng AO).

Các electron trên các obitan khác nhau của cùng một phân lớp có năng lượng như nhau. Thí dụ : Ứng với n = 2, ta có 2 phân lớp là 2s và 2p. Phân lớp 2s chỉ có một obitan 2s, còn phân lớp 2p có 3 obitan : $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$. Các electron của các obitan p trong phân lớp này tuy có sự định hướng trong không gian khác nhau, nhưng chúng có cùng mức năng lượng AO.



Hình 1.11. *Mối quan hệ về mức năng lượng của các obitan trong những phân lớp khác nhau*

2. Trật tự các mức năng lượng obitan nguyên tử

Thực nghiệm và lí thuyết cho thấy khi số hiệu nguyên tử Z tăng, các mức năng lượng AO tăng dần theo trình tự sau :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d...

Từ trình tự mức năng lượng AO trên cho thấy khi điện tích hạt nhân tăng có sự *chèn mức* năng lượng, mức 4s trở nên thấp hơn 3d, mức 5s thấp hơn 4d, 6s thấp hơn 4f, 5d,...

II - CÁC NGUYÊN LÍ VÀ QUY TẮC PHÂN BỐ ELECTRON TRONG NGUYÊN TỬ

Sự phân bố các electron trong nguyên tử tuân theo nguyên lí Pau-li, nguyên lí vững bền và quy tắc Hun (F.Hund).

1. Nguyên lí Pau-li

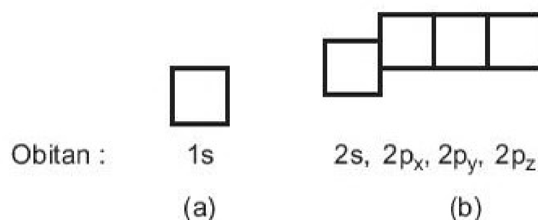
a) Ô lŏợng tử

Để biểu diễn obitan nguyên tử một cách đơn giản, người ta còn dùng ô vuông nhỏ, được gọi là *ô lượng tử*. Một ô lượng tử ứng với một AO.



Pau-li (Wolfgang Pauli) (1900 - 1958)

Thí dụ : Ứng với n = 1 chỉ có một obitan 1s, ta vẽ một ô vuông. Ứng với n = 2 có một obitan 2s và ba obitan 2p ($2p_x$, $2p_y$ và $2p_z$), ta vẽ một ô vuông thuộc phân lớp 2s và ba ô vuông thuộc phân lớp 2p, ba ô vuông này được vẽ liền nhau, để chỉ rằng các obitan 2p có cùng mức năng lượng AO, nhưng cao hơn AO –2s (hình 1.12a và hình 1.12b).



Hình 1.12. *Các ô lượng tử ứng với n = 1 và n = 2*

b) Nguyên lí Pau-li

Trên một obitan chỉ có thể có nhiều nhất là hai electron và hai electron này chuyển động tự quay khác chiều nhau xung quanh trục riêng của mỗi electron.

Người ta biểu thị chiều tự quay khác nhau quanh trục riêng của hai electron bằng 2 mũi tên nhỏ : Một mũi tên có chiều đi lên, một mũi tên có chiều đi xuống. Trong một obitan đã có 2 electron, thì 2 electron đó gọi là electron ghép đôi (hình 1.13a). Khi obitan chỉ có một electron thì electron đó gọi là *electron độc thân* (hình 1.13b).

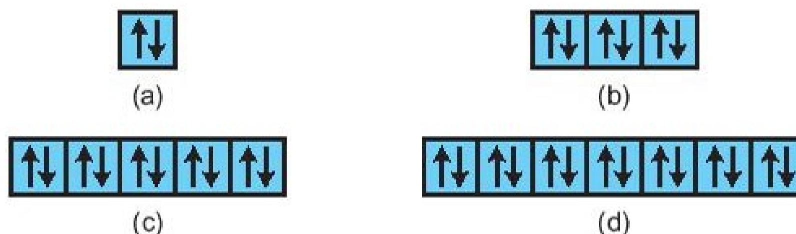


Hình 1.13. *Electron ghép đôi và electron độc thân*

c) Số electron tối đa trong một lớp và trong một phân lớp

– *Số electron tối đa trong một lớp electron :* Ta đã biết lớp n có n^2 obitan. Mỗi obitan theo nguyên lí Pau-li có tối đa 2 electron. Do đó : *Lớp n có tối đa 2 n^2 electron.*

– *Số electron tối đa trong một phân lớp electron :* Cũng theo nguyên lí Pau-li, ta có thể biết được số electron tối đa trong một phân lớp. Phân lớp s chỉ có một obitan, vậy chỉ có tối đa 2 electron. Phân lớp p có 3 obitan nên có tối đa 6 electron, tương tự phân lớp d có tối đa 10 electron, phân lớp f có tối đa 14 electron. Ta có thể biểu diễn số electron tối đa trong các phân lớp bằng các ô lượng tử trên hình 1.14.



Hình 1.14. *Số electron tối đa trong các phân lớp*

(a) Phân lớp s ; (b) Phân lớp p ; (c) Phân lớp d ; (d) Phân lớp f.

Một cách khác, để biểu diễn trạng thái electron của obitan 1s chứa 2 electron ta dùng kí hiệu : $1s^2$. Ở đây, số 1 đứng bên trái chỉ lớp n = 1, chữ s chỉ obitan s, số 2 ở phía trên bên phải chỉ số electron có chứa trong obitan 1s. Giả sử phân lớp 2p có 6 electron, ta viết : $2p^6$.

Các phân lớp : s^2, p^6, d^{10}, f^{14} có đủ số electron tối đa gọi là *phân lớp bão hoà*. Còn phân lớp chưa đủ số electron tối đa gọi là *phân lớp chưa bão hoà*. Thí dụ các phân lớp s^1, p^3, d^7, f^{12}, ...

2. Nguyên lí vững bền

Ở trạng thái cơ bản, trong nguyên tử các electron chiếm lần lượt những obitan có mức năng lượng từ thấp đến cao.

Thí dụ :

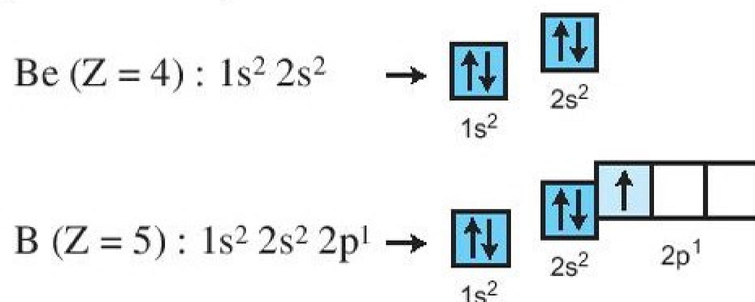
Nguyên tử hiđro (Z = 1) có 1 electron, electron này sẽ chiếm obitan 1s (AO–1s) có mức năng lượng thấp nhất. Do đó có thể biểu diễn sự phân bố electron của nguyên tử hiđro là : $1s^1$; Biểu diễn bằng ô lượng tử là ↑

Nguyên tử heli (Z = 2) có 2 electron. Theo nguyên lí Pau-li, hai electron này cùng chiếm obitan 1s có mức năng lượng thấp nhất. Bởi vậy sự phân bố electron trên obitan của heli là $1s^2$ → ↑↓

Nguyên tử liti (Z = 3) có 3 electron, 2 electron trước chiếm obitan 1s và đã bão hoà, electron còn lại chiếm obitan 2s tiếp theo có mức năng lượng cao hơn. Do đó sự phân bố electron trên các obitan của liti là :



Một cách tương tự, ta có thể viết được sự phân bố electron trên các obitan của các nguyên tố tiếp theo. *Thí dụ :*



Tuy nhiên, không nhất thiết lúc nào cũng phải biểu diễn các AO–2p phải cao hơn AO–2s, ... vì sẽ cồng kềnh. Người ta chỉ biểu diễn sự cao, thấp của các ô lượng tử khi cần thể hiện mức năng lượng khác nhau của từng phân lớp electron.

3. Quy tắc Hun

Trong cùng một phân lớp, các electron sẽ phân bố trên các obitan sao cho số electron độc thân là tối đa và các electron này phải có chiều tự quay giống nhau.

Thí dụ sự phân bố electron trên các obitan của nguyên tử cacbon, nitơ như sau :



Các electron độc thân trong một nguyên tử được kí hiệu bằng các mũi tên cùng chiều, thường được viết hướng lên trên.

III – CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ

1. Cấu hình electron nguyên tử

Cấu hình electron nguyên tử biểu diễn sự phân bố electron trên các phân lớp thuộc các lớp khác nhau.

Quy ước cách viết cấu hình electron nguyên tử :

– Số thứ tự lớp electron được viết bằng các chữ số (1, 2, 3, ...)

– Phân lớp được kí hiệu bằng chữ cái thường (s, p, d, f).

– Số electron được ghi bằng chỉ số ở phía trên, bên phải kí hiệu của phân lớp (s^2, p^2, ...).

Cách viết cấu hình electron nguyên tử :

– Xác định số electron của nguyên tử.

– Các electron được phân bố theo thứ tự tăng dần các mức năng lượng AO, theo các nguyên lí và quy tắc phân bố electron trong nguyên tử.

– Viết cấu hình electron theo thứ tự các phân lớp trong một lớp và theo thứ tự của các lớp electron.

Thí dụ :

Na (Z = 11) có 11 electron. Cấu hình electron của Na như sau : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Fe (Z = 26) có 26 electron. Do có sự chèn mức năng lượng, các electron được phân bố như sau : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Sau đó phải sắp xếp các phân lớp theo từng lớp : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

Hoặc viết gọn là : [Ar] $3d^6 4s^2$.

[Ar] là kí hiệu cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố agon, là khí hiếm gần nhất đứng trước Fe.

2. Cấu hình electron nguyên tử của một số nguyên tố

Dựa vào các nguyên lí và quy tắc nêu ở trên ta có thể xây dựng cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố khác. Dưới đây là cấu hình electron nguyên tử của 20 nguyên tố đầu tiên trong bảng tuần hoàn (bảng 1.2).

Bảng 1.2

Cấu hình electron nguyên tử của 20 nguyên tố đầu tiên trong bảng tuần hoàn

Z	Nguyên tử	Cấu hình electron	Cấu hình electron viết dưới dạng ô lượng tử
1	H	$1s^1$	[↑]
2	He	$1s^2$	[↑↓]
3	Li	$1s^2 2s^1$	[↑↓] [↑]
4	Be	$1s^2 2s^2$	[↑↓] [↑↓]
5	B	$1s^2 2s^2 2p^1$	[↑↓] [↑↓] [↑][ ][ ]
6	C	$1s^2 2s^2 2p^2$	[↑↓] [↑↓] [↑][↑][ ]
7	N	$1s^2 2s^2 2p^3$	[↑↓] [↑↓] [↑][↑][↑]
8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑][↑]
9	F	$1s^2 2s^2 2p^5$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑]
10	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓]
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [↑]
12	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [↑↓]
13	Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [↑↓] [↑][ ][ ]
14	Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [↑↓] [↑][↑][ ]
15	P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [↑↓] [↑][↑][↑]
16	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [↑↓] [↑↓][↑][↑]
17	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑]
18	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓]
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [ ][ ][ ][ ][ ] [↑]
20	Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	[↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] [ ][ ][ ][ ][ ] [↑↓]

3. Đặc điểm của lớp electron ngoài cùng

Các electron ở lớp ngoài cùng quyết định tính chất hoá học của một nguyên tố.

a) Đối với nguyên tử của các nguyên tố, số electron lớp ngoài cùng tối đa là 8. Các nguyên tử có 8 electron lớp ngoài cùng đều rất bền vững, chúng hầu như không tham gia vào các phản ứng hoá học. Đó là các nguyên tử khí hiếm (trừ He có số electron lớp ngoài cùng là 2).

b) Các nguyên tử có 1, 2, 3 electron ở lớp ngoài cùng là các nguyên tử kim loại (trừ H, He và B).

c) Các nguyên tử có 5, 6, 7 electron ở lớp ngoài cùng thường là các nguyên tử phi kim.

d) Các nguyên tử có 4 electron ở lớp ngoài cùng có thể là nguyên tử kim loại hay phi kim.

BÀI TẬP

1. Hãy ghép cấu hình electron ở trạng thái cơ bản với nguyên tử thích hợp

Cấu hình electron	Nguyên tử
A. $1s^22s^22p^5$	a. Cl
B. $1s^22s^22p^4$	b. S
C. $1s^22s^22p^63s^23p^4$	c. O
D. $1s^22s^22p^63s^23p^5$	d. F

2. Sự phân bố electron trong nguyên tử tuân theo những nguyên lí và quy tắc gì ? Hãy phát biểu các nguyên lí và quy tắc đó. Lấy thí dụ minh hoạ.

3. Tại sao trong sơ đồ phân bố electron của nguyên tử cacbon (C : $1s^22s^22p^2$), phân lớp 2p lại biểu diễn như sau : | ↑ | ↑ | | .

4. Hãy viết cấu hình electron của các nguyên tử có Z = 20, Z = 21, Z = 22, Z = 24, Z = 29 và cho nhận xét cấu hình electron của các nguyên tử đó khác nhau thế nào ?

5. Hãy cho biết số electron lớp ngoài cùng của các nguyên tử H, Li, Na, K, Ca, Mg, C, Si, O.

6. Cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố K (Z = 19) và Ca (Z = 20) có đặc điểm gì ?

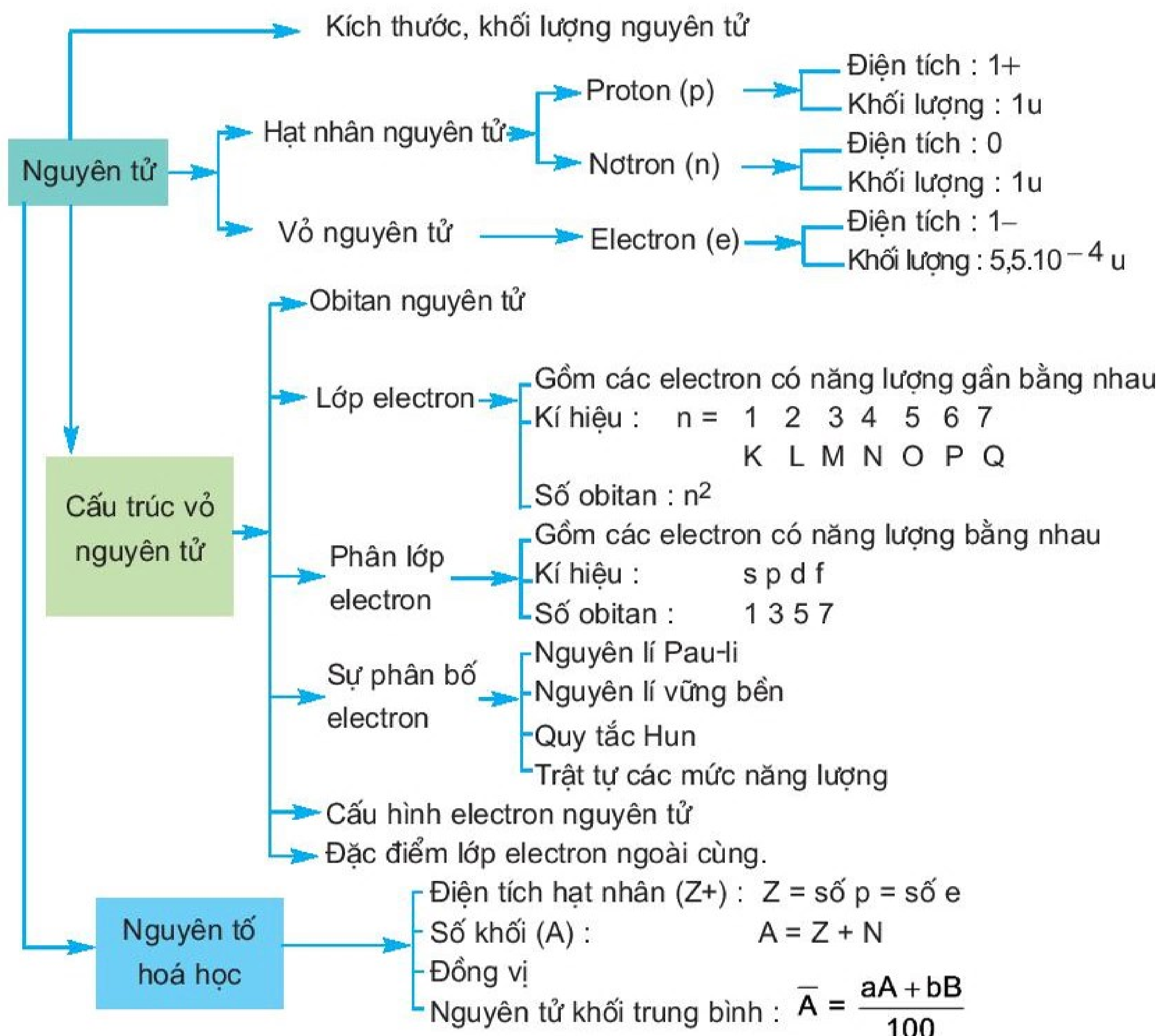
7. Viết cấu hình electron của F (Z = 9), Cl (Z = 17) và cho biết khi nguyên tử của chúng nhận thêm 1 electron thì lớp electron ngoài cùng có đặc điểm gì.

Bài 8

LUYỆN TẬP CHƯƠNG I

- **Củng cố các kiến thức :**
  - *Thành phần cấu tạo nguyên tử, đặc điểm các hạt cấu tạo nên nguyên tử.*
  - *Nguyên tố hoá học, những đặc trưng của nguyên tố hoá học*
  - *Cấu trúc vỏ nguyên tử.*
- **Vận dụng lí thuyết để làm một số dạng bài tập cơ bản.**

A - NHỮNG KIẾN THỨC CẦN NẮM VỮNG



B - BÀI TẬP

1. Dãy nào trong các dãy sau đây gồm các phân lớp electron đã bão hoà ?

A. s^1, p^3, d^7, f^{12} ; B. s^2, p^5, d^9, f^{13} ;

C. s^2, p^4, d^{10}, f^{11} ; D. s^2, p^6, d^{10}, f^{14}.

2. Cấu hình electron ở trạng thái cơ bản của nguyên tử kim loại nào sau đây có electron độc thân ở obitan s ?

A. Crom ; B. Coban ; C. Sắt ; D. Mangan ; E. Niken.

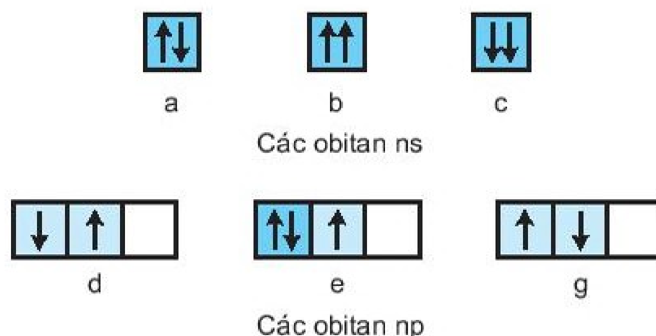
3. Mức năng lượng của các obitan $2p_x$, $2p_y$ và $2p_z$ có khác nhau không ? Vì sao ?

4. Hãy cho biết số electron tối đa :

a) Trong các lớp K, L, M, N.

b) Trong các phân lớp s, p, d, f.

5. Sự phân bố các electron vào mỗi obitan nguyên tử ở trạng thái cơ bản sau có được viết đúng không ? Hãy giải thích.



6. Khi số hiệu nguyên tử Z tăng, trật tự các mức năng lượng AO tăng dần theo chiều từ trái qua phải có đúng trật tự như dãy sau không ?

1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 6s 5d 6p 7s 5f 6d ...

Nếu sai, hãy sửa lại cho đúng.

7. Viết cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố có Z = 15, Z = 17, Z = 20, Z = 21, Z = 31.

8. Nguyên tử Fe có Z = 26. Hãy viết cấu hình electron của Fe.

Nếu nguyên tử Fe bị mất hai electron, mất ba electron thì các cấu hình electron tương ứng sẽ như thế nào ?

Chương 2

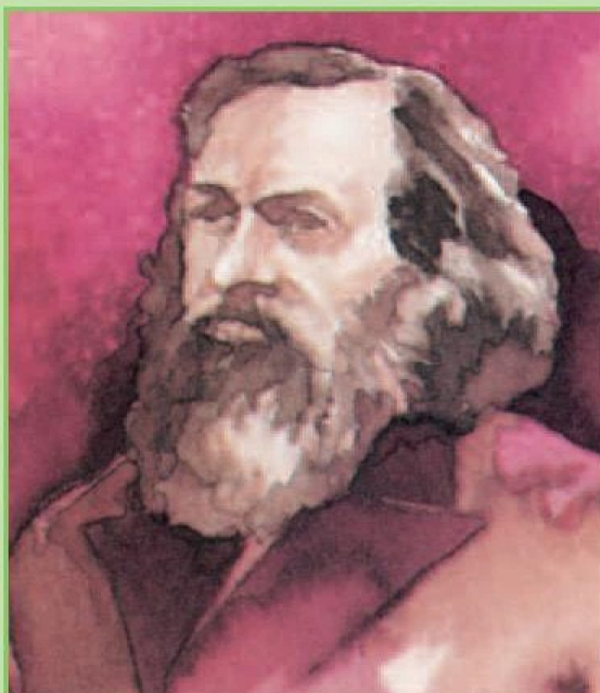
BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC VÀ ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

✓ Các nguyên tố hoá học được sắp xếp vào bảng tuần hoàn theo những nguyên tắc nào ?

✓ Cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố hoá học có mối quan hệ như thế nào với vị trí của chúng trong bảng tuần hoàn ?

✓ Tính chất các nguyên tố trong bảng tuần hoàn biến đổi như thế nào ?

✓ Bảng tuần hoàn có ý nghĩa gì ?



Men-đê-lê-ép (Д. И. Менделеев)
(1834 – 1907)

Bài 9

BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

- **Bảng tuần hoàn được xây dựng trên nguyên tắc nào ?**
- **Bảng tuần hoàn được cấu tạo như thế nào ?**

I – NGUYÊN TẮC SẮP XẾP CÁC NGUYÊN TỐ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

Các nguyên tố hoá học được xếp vào một bảng, gọi là bảng tuần hoàn, dựa trên các nguyên tắc sau :

– Các nguyên tố được xếp theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân nguyên tử.

– Các nguyên tố có cùng số lớp electron trong nguyên tử được xếp thành một hàng.

– Các nguyên tố có cùng số electron hoá trị[(*)] trong nguyên tử được xếp thành một cột.

II – CẤU TẠO BẢNG TUẦN HOÀN

1. Ô nguyên tố

Mỗi nguyên tố hoá học được xếp vào một ô của bảng, gọi là ô nguyên tố. Số thứ tự của ô đúng bằng số hiệu nguyên tử của nguyên tố đó.

Thí dụ : Ô nguyên tố của hiđro và của nhôm.

Số hiệu nguyên tử: 1
Nguyên tử khối trung bình: 1,008
Kí hiệu hoá học: H
Độ âm điện: 2,20
Tên nguyên tố: Hiđro
Cấu hình electron: $1s^1$
Số oxi hoá: -1, +1

Số hiệu nguyên tử: 13
Nguyên tử khối trung bình: 26,98
Kí hiệu hoá học: Al
Độ âm điện: 1,61
Tên nguyên tố: Nhôm
Cấu hình electron: $[Ne]3s^23p^1$
Số oxi hoá: +3

(*) Electron hoá trị là những electron có khả năng tham gia hình thành liên kết hoá học. Chúng thường nằm ở lớp ngoài cùng hoặc ở cả phân lớp sát lớp ngoài cùng nếu phân lớp đó chưa bão hoà.

2. Chu kì

Chu kì là dãy các nguyên tố mà nguyên tử của chúng có cùng số lớp electron, được xếp theo chiều điện tích hạt nhân tăng dần.

Bảng tuần hoàn gồm 7 chu kì được đánh số từ 1 đến 7. Số thứ tự của chu kì trùng với số lớp electron của nguyên tử các nguyên tố trong chu kì đó.

Giới thiệu các chu kì :

Chu kì 1 : Gồm 2 nguyên tố là H (Z = 1) và He (Z = 2). Nguyên tử của chúng có một lớp electron (n = 1) và các electron được phân bố vào phân lớp s như sau : H ($1s^1$) và He ($1s^2$).

Chu kì 2 : Gồm 8 nguyên tố, từ Li (Z = 3) đến Ne (Z = 10). Nguyên tử của chúng có 2 lớp electron (n = 2) và các electron được phân bố vào các lớp như sau : Li ($1s^2 2s^1$) cho đến Ne ($1s^2 2s^2 2p^6$).

Chu kì 3 : Gồm 8 nguyên tố, từ Na (Z = 11) đến Ar (Z = 18). Nguyên tử của chúng có 3 lớp electron (n = 3) và các electron được phân bố vào các lớp như sau : Na ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) cho đến Ar ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$).

Chu kì 4 : Gồm 18 nguyên tố từ K (Z = 19) đến Kr (Z = 36). Nguyên tử của chúng có 4 lớp electron (n = 4). Việc phân bố electron ở chu kì này có đặc điểm là *chưa phân bố vào phân lớp 3d* mà phân bố vào phân lớp 4s cho đủ 2 electron ở nguyên tử kim loại kiềm K (Z = 19) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ và kim loại kiềm thổ Ca (Z = 20) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, sau đó mới phân bố electron tiếp tục vào phân lớp 3d từ 1 đến 10 electron cho các nguyên tử của 10 nguyên tố kim loại chuyển tiếp (từ Sc (Z = 21) đến Zn (Z = 30)). Tiếp theo là sự phân bố electron vào phân lớp 4p của các nguyên tử 6 nguyên tố từ Ga (Z = 31) cho đến Kr (Z = 36).

Chu kì 5 : Gồm 18 nguyên tố, từ Rb (Z = 37) đến Xe (Z = 54), sự phân bố electron cũng diễn ra tương tự chu kì 4.

Chu kì 6 : Gồm 32 nguyên tố, từ Cs (Z = 55) đến Rn (Z = 86), sự phân bố electron diễn ra phức tạp hơn.

Chu kì 7 : Bắt đầu từ nguyên tố Fr (Z = 87) đến nguyên tố có số thứ tự 110 (Z = 110). Đây là một chu kì chưa hoàn thành.

Phân loại chu kì :

Các chu kì 1, 2 và 3 là các *chu kì nhỏ*.

Các chu kì 4, 5, 6 và 7 là các *chu kì lớn*.

3. Nhóm nguyên tố

Nhóm nguyên tố là tập hợp các nguyên tố mà nguyên tử có cấu hình electron tương tự nhau, do đó có tính chất hoá học gần giống nhau và được xếp thành một cột.

Nguyên tử các nguyên tố trong cùng một nhóm có *số electron hoá trị bằng nhau* và bằng *số thứ tự* của nhóm (trừ một số ngoại lệ).

Bảng tuần hoàn có 18 cột được chia thành 8 nhóm A đánh số từ IA đến VIIIA và 8 nhóm B đánh số từ IB đến VIIIB. Mỗi nhóm là một cột, riêng nhóm VIIIB gồm 3 cột.

Ngoài cách chia các nguyên tố thành nhóm, người ta còn chia chúng thành các khối như sau :

• Khối các nguyên tố s gồm các nguyên tố nhóm IA và nhóm IIA.

Nguyên tố s là những nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp s.

Thí dụ :

Na (Z = 11) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; K (Z = 19) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Mg (Z = 12) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; Ca (Z = 20) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

• Khối các nguyên tố p gồm các nguyên tố thuộc các nhóm từ IIIA đến VIIIA (trừ He).

Nguyên tố p là những nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp p.

Thí dụ :

O (Z = 8) : $1s^2 2s^2 2p^4$; S (Z = 16) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Ne (Z = 10) : $1s^2 2s^2 2p^6$; Ar (Z = 18) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Các nhóm A bao gồm các nguyên tố s và nguyên tố p.

• Khối các nguyên tố d gồm các nguyên tố thuộc các nhóm B.

Nguyên tố d là các nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp d.

• Khối các nguyên tố f gồm các nguyên tố xếp thành hai hàng ở cuối bảng. Chúng gồm có 14 nguyên tố họ Lantan (từ Ce (Z = 58) đến Lu (Z = 71)) và 14 nguyên tố họ Actini (từ Th (Z = 90) đến Lr (Z = 103)).

Nguyên tố f là các nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp f.

Các nhóm B bao gồm các nguyên tố d và nguyên tố f.

BÀI TẬP

1. Nguyên tử các nguyên tố xếp ở chu kì 6 có số lớp electron trong nguyên tử là :

   A. 3. B. 5. C. 6. D. 7.

   Chọn đáp án đúng.

2. Số nguyên tố trong chu kì 3 và chu kì 5 là

   A. 8 và 18. B. 18 và 8. C. 8 và 8. D. 18 và 18.

   Chọn đáp án đúng.

3. Trong bảng tuần hoàn các nguyên tố, số chu kì nhỏ và chu kì lớn là

   A. 3 và 3. B. 3 và 4. C. 4 và 4. D. 4 và 3.

   Chọn đáp án đúng.

4. Số hiệu nguyên tử của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn cho ta biết những thông tin gì ?

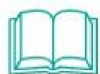
5. Vì sao chu kì 2 và chu kì 3, mỗi chu kì có 8 nguyên tố ?

6. a) Nhóm nguyên tố là gì ?

   b) Các nguyên tố s, p, d, f thuộc những nhóm nào trong bảng tuần hoàn ?

7. Viết cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố từ Z = 1 đến Z = 20.

8. Viết cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố selen (Z = 34), kripton (Z = 36) và xác định vị trí của chúng trong bảng tuần hoàn.



Tư liệu

ĐÔI NÉT VỀ ĐI-MI-TRI I-VA-NO-VÍCH MEN-ĐÊ-LÊ-ÉP VÀ ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN – BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

Đi-mi-tri I-va-no-vích Men-đê-lê-ép sinh ngày 27 tháng giêng năm 1834 ở thành phố To-bon (Tobonxk) trong một gia đình có 17 người con, bố là hiệu trưởng Trường Trung học. Sau khi tốt nghiệp Trường Trung học To-bon, ông vào học Trường Đại học Sư phạm Pê-téc-bua và năm 1855 đã được nhận huy chương vàng khi tốt nghiệp. Năm 1859, Men-đê-lê-ép đã làm việc ở Đức hai năm. Sau đó ông trở về nước Nga và được bầu làm giáo sư của Trường Đại học Kĩ thuật Pê-téc-bua. Hai năm sau ông được bổ nhiệm là giáo sư của Trường Đại học Tổng hợp Pê-téc-bua. Sau 33 năm nghiên cứu khoa học và giảng dạy, năm 1892 Men-đê-lê-ép được bổ nhiệm làm phụ trách khoa học bảo tồn của trạm cân đo mẫu. Năm 1893, trạm này đổi thành Viện nghiên cứu khoa học đo lường mang tên Men-đê-lê-ép.

Kết quả hoạt động sáng tạo vĩ đại nhất của Men-đê-lê-ép là sự phát minh ra định luật tuần hoàn các nguyên tố năm 1869, lúc đó ông mới 35 tuổi. Ngoài ra, ông còn có nhiều công trình khác có giá trị như : các nghiên cứu về trọng lượng riêng của dung dịch nước, dung dịch của rượu – nước và khái niệm về dung dịch. Những công trình nghiên cứu của Men-đê-lê-ép về dung dịch là phần quan trọng của thuyết hiện đại.

Cuốn "Cơ sở hoá học" là công trình xuất sắc của Men-đê-lê-ép, trong đó lần đầu tiên toàn bộ hoá học vô cơ được trình bày theo quan điểm của định luật tuần hoàn. Năm 1947, cuốn sách được tái bản lần thứ 13.

Kết hợp một cách chặt chẽ lí thuyết với thực tế, Men-đê-lê-ép luôn luôn quan tâm đến sự phát triển công nghiệp của đất nước Nga.

Bảng tuần hoàn các nguyên tố có ảnh hưởng lớn đến sự phát triển của hoá học. Nó không những là sự phân loại tự nhiên đầu tiên các nguyên tố hoá học, cho biết các nguyên tố có mối liên hệ chặt chẽ và hệ thống, mà còn định hướng cho việc nghiên cứu tiếp tục các nguyên tố mới.

Ngày nay, định luật tuần hoàn vẫn còn là sợi chỉ dẫn đường và là lí thuyết chủ đạo của hoá học. Trên cơ sở đó, trong những năm gần đây các nguyên tố sau urani đã được điều chế nhân tạo và được xếp sau urani trong bảng tuần hoàn. Một trong các nguyên tố đó là nguyên tố 101 đã được điều chế lần đầu tiên năm 1955 và gọi là menđelevi để tỏ lòng kính trọng nhà bác học Nga vĩ đại.

Việc phát minh ra định luật tuần hoàn và bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học có giá trị to lớn không những đối với hoá học, mà cả đối với triết học.

Thuyết cấu tạo nguyên tử ở thế kí XX đã soi sáng vào định luật tuần hoàn và bảng tuần hoàn các nguyên tố, tìm ra nhiều điều mới mẻ sâu sắc hơn. Những lời tiên tri của Men-đê-lê-ép "Định luật tuần hoàn sẽ không bị đe doạ phá vỡ, mà chỉ có sự bổ sung và phát triển không ngừng", đã được thực tế kiểm chứng và xác nhận.

BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

Chu kì \ Nhóm	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1 H 1,008; 2,20; Hiđro; $1s^1$; -1,1																[H]	2 He 4,003; Heli; $1s^2$
2	3 Li 6,94; 0,98; Liti; $1s^22s^1$; 1	4 Be 9,01; 1,57; Beri; $1s^22s^2$; 2											5 B 10,81; 2,04; Bo; $1s^22s^22p^1$; 3	6 C 12,01; 2,55; Cacbon; $1s^22s^22p^2$; [illegible]	7 N 14,007; 3,04; Nitơ; $1s^22s^22p^3$; [illegible]	8 O 15,999; 3,44; Oxi; $1s^22s^22p^4$; [illegible]	9 F 18,998; 3,98; Flo; $1s^22s^22p^5$; -1	10 Ne 20,18; Neon; $1s^22s^22p^6$
3	11 Na 22,989; 0,93; Natri; $[Ne]3s^1$; 1	12 Mg 24,31; 1,31; Magie; $[Ne]3s^2$; 2											13 Al 26,98; 1,61; Nhôm; $[Ne]3s^23p^1$; 3	14 Si 28,09; 1,90; Silic; $[Ne]3s^23p^2$; 4	15 P 30,97; 2,19; Photpho; $[Ne]3s^23p^3$; [illegible]	16 S 32,06; 2,58; Lưu huỳnh; $[Ne]3s^23p^4$; [illegible]	17 Cl 35,45; 3,16; Clo; $[Ne]3s^23p^5$; -1,1,3,[4],5,7	18 Ar 39,95; Agon; $[Ne]3s^23p^6$
4	19 K 39,10; 0,82; Kali; $[Ar]4s^1$; 1	20 Ca 40,08; 1,00; Canxi; $[Ar]4s^2$; 2	21 Sc 44,96; 1,36; Scanđi; $[Ar]3d^14s^2$; 3	22 Ti 47,90; 1,54; Titan; $[Ar]3d^24s^2$; 2,3,4	23 V 50,94; 1,63; Vanađi; $[Ar]3d^34s^2$; 2,[3],4,5	24 Cr 51,996; 1,66; Crom; $[Ar]3d^54s^1$; 2,3,4,6	25 Mn 54,94; 1,55; Mangan; $[Ar]3d^54s^2$; 2,3,4,[5],6,7	26 Fe 55,85; 1,83; Sắt; $[Ar]3d^64s^2$; 2,3,[4,5,6]	27 Co 58,93; 1,88; Coban; $[Ar]3d^74s^2$; 2,[3],[4]	28 Ni 58,71; 1,91; Niken; $[Ar]3d^84s^2$; 2,[3],[4]	29 Cu 63,54; 1,90; Đồng; $[Ar]3d^{10}4s^1$; 1,2	30 Zn 65,41; 1,65; Kẽm; $[Ar]3d^{10}4s^2$; 2	31 Ga 69,72; 1,81; Gali; $[Ar]3d^{10}4s^24p^1$; 3	32 Ge 72,64; 2,01; Gemani; $[Ar]3d^{10}4s^24p^2$; 2,4	33 As 74,92; 2,18; Asen; $[Ar]3d^{10}4s^24p^3$; -3,3,5	34 Se 78,96; 2,55; Selen; $[Ar]3d^{10}4s^24p^4$; -2,4,6	35 Br 79,91; 2,96; Brom; $[Ar]3d^{10}4s^24p^5$; -1,1,[3],[4],5,7	36 Kr 83,80; 3,0; Kripton; $[Ar]3d^{10}4s^24p^6$; 2,4
5	37 Rb 85,47; 0,82; Rubiđi; $[Kr]5s^1$; 1	38 Sr 87,62; 0,95; Stronti; $[Kr]5s^2$; 2	39 Y 88,91; 1,22; Ytri; $[Kr]4d^15s^2$; 3	40 Zr 91,22; 1,33; Zriconi; $[Kr]4d^25s^2$; [2],[3],4	41 Nb 92,91; 1,6; Niobi; $[Kr]4d^45s^1$; [illegible]	42 Mo 95,94; 2,16; Molipđen; $[Kr]4d^55s^1$; [illegible]	43 Tc (98); 1,90; Tecnexi; $[Kr]4d^55s^2$; [illegible]	44 Ru 101,07; 2,2; Ruteni; $[Kr]4d^75s^1$; [illegible]	45 Rh 102,91; 2,28; Rođi; $[Kr]4d^85s^1$; 2,3,4	46 Pd 106,40; 2,20; Palađi; $[Kr]4d^{10}5s^0$; 2,[3],4	47 Ag 107,87; 1,93; Bạc; $[Kr]4d^{10}5s^1$; 1,[2]	48 Cd 112,41; 1,69; Cađimi; $[Kr]4d^{10}5s^2$; 2	49 In 114,82; 1,78; Inđi; $[Kr]4d^{10}5s^25p^1$; 1,3	50 Sn 118,69; 1,96; Thiếc; $[Kr]4d^{10}5s^25p^2$; 2,4	51 Sb 121,75; 2,05; Antimon [Stibi]; $[Kr]4d^{10}5s^25p^3$; -3,3,[4],5	52 Te 127,60; 2,1; Telu; $[Kr]4d^{10}5s^25p^4$; -2,[2],4,6	53 I 126,90; 2,66; Iot; $[Kr]4d^{10}5s^25p^5$; -1,1,3,5,7	54 Xe 131,30; 2,6; Xenon; $[Kr]4d^{10}5s^25p^6$; 2,4,6
6	55 Cs 132,91; 0,79; Xesi; $[Xe]6s^1$; 1	56 Ba 137,91; 0,89; Bari; $[Xe]6s^2$; 2	57* La 138,91; 1,1; Lantan; $[Xe]5d^16s^2$; 3	72 Hf 178,49; 1,3; Hafini; $[Xe]4f^{14}5d^26s^2$; [illegible]	73 Ta 180,95; 1,5; Tantan; $[Xe]4f^{14}5d^36s^2$; [illegible]	74 W 183,85; 2,36; Vonfam; $[Xe]4f^{14}5d^46s^2$; [illegible]	75 Re 186,20; 1,9; Reni; $[Xe]4f^{14}5d^56s^2$; [illegible]	76 Os 190,20; 2,2; Osimi; $[Xe]4f^{14}5d^66s^2$; [illegible]	77 Ir 192,20; 2,20; Iriđi; $[Xe]4f^{14}5d^76s^2$; 2,3,4,[6]	78 Pt 195,09; 2,28; Platin; $[Xe]4f^{14}5d^96s^1$; [illegible]	79 Au 196,97; 2,54; Vàng; $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^1$; 1,3	80 Hg 200,59; 2,00; Thủy ngân; $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2$; 1,2	81 Tl 204,37; 1,62; Tali; $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$; 1,3	82 Pb 207,20; 2,33; Chì; $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$; 2,4	83 Bi 208,98; 2,02; Bitmut; $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^3$; 3,5	84 Po [209]; 2,0; Poloni; $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$; -2,2,4,6	85 At [210]; 2,2; Atatin; $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$; -1,1,3,5,7	86 Rn [222]; Rađon; $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$; [2]
7	87 Fr [223]; 0,7; Franxi; $[Rn]7s^1$; 1	88 Ra 226,03; 0,9; Rađi; $[Rn]7s^2$; 2	89** Ac [227]; 1,1; Actini; $[Rn]6d^17s^2$; 3	104	105	106	107	108	109	110								

Kim loại ← → Phi kim

Các nguyên tố s | Các nguyên tố p | Các nguyên tố d | Các nguyên tố f

* Họ Lantan	58 Ce 140,12; 1,12; Xeri; $[Xe]4f^25d^06s^2$; 3,4	59 Pr 140,91; 1,13; Praseođim; $[Xe]4f^35d^06s^2$; 3,4	60 Nd 144,24; 1,14; Neođim; $[Xe]4f^45d^06s^2$; [2],3,4	61 Pm [147]; 1,13; Prometi; $[Xe]4f^55d^06s^2$; 3	62 Sm 150,35; 1,17; Samari; $[Xe]4f^65d^06s^2$; 2,3	63 Eu 151,96; 1,2; Europi; $[Xe]4f^75d^06s^2$; 2,3	64 Gd 157,25; 1,2; Gađoleni; $[Xe]4f^75d^16s^2$; 3	65 Tb 158,93; 1,1; Tebi; $[Xe]4f^95d^06s^2$; 3,4	66 Dy 162,50; 1,22; Điprozi; $[Xe]4f^{10}5d^06s^2$; 3,4	67 Ho 164,93; 1,23; Honmi; $[Xe]4f^{11}5d^06s^2$; 3	68 Er 167,26; 1,24; Eribi; $[Xe]4f^{12}5d^06s^2$; 3	69 Tm 168,93; 1,25; Tuli; $[Xe]4f^{13}5d^06s^2$; [2],3	70 Yb 173,04; 1,1; Ytecbi; $[Xe]4f^{14}5d^06s^2$; 2,3	71 Lu 174,97; 1,27; Lutexi; $[Xe]4f^{14}5d^16s^2$; 3
** Họ Actini	90 Th 232,04; 1,3; Thori; $[Rn]5f^06d^27s^2$; 4	91 Pa 231,04; 1,5; Protactini; $[Rn]5f^26d^17s^2$; 4,5	92 U 238,03; 1,38; Urani; $[Rn]5f^36d^17s^2$; [illegible]	93 Np [237]; 1,36; Neptuni; $[Rn]5f^46d^17s^2$; [illegible]	94 Pu [244]; 1,28; Plutoni; $[Rn]5f^66d^07s^2$; [illegible]	95 Am [243]; 1,13; Amerixi; $[Rn]5f^76d^07s^2$; [illegible]	96 Cm [247]; 1,28; Curi; $[Rn]5f^76d^17s^2$; 3	97 Bk [247]; 1,3; Beckeli; $[Rn]5f^96d^07s^2$; 3,4	98 Cf [251]; 1,3; Califoni; $[Rn]5f^{10}6d^07s^2$; 3	99 Es [252]; 1,3; Ensteni; $[Rn]5f^{11}6d^07s^2$; 3	100 Fm [257]; 1,3; Fecmi; $[Rn]5f^{12}6d^07s^2$; 3	101 Md [258]; 1,3; Menđelevi; $[Rn]5f^{13}6d^07s^2$; 2,3	102 No [259]; 1,3; Nobeli; $[Rn]5f^{14}6d^07s^2$; 2,3	103 Lr [260]; Lorenxi; $[Rn]5f^{14}6d^17s^2$; 3

Chú thích (ô mẫu): 13 — Số hiệu nguyên tử; 26,98 — Nguyên tử khối trung bình; Al — Kí hiệu hoá học; 1,61 — Độ âm điện; Nhôm — Tên nguyên tố; $[Ne]3s^23p^1$ — Cấu hình electron; 3* — Số oxi hóa

(*) Số oxi hoá dương trong bảng tuần hoàn không kèm thêm dấu

Bài 10

SỰ BIẾN ĐỔI TUẦN HOÀN CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

- **Giữa cấu hình electron nguyên tử và số thứ tự của nhóm có mối liên quan như thế nào ?**
- **Cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố hoá học thay đổi như thế nào trong các chu kì ?**

I - CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ NHÓM A

Nhóm A gồm các nguyên tố thuộc chu kì nhỏ và chu kì lớn. Chúng là các nguyên tố s và nguyên tố p (bảng 2.1).

Bảng 2.1

Cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố nhóm A

Nhóm / Chu kì	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H $1s^1$							He $1s^2$
2	Li $2s^1$	Be $2s^2$	B $2s^22p^1$	C $2s^22p^2$	N $2s^22p^3$	O $2s^22p^4$	F $2s^22p^5$	Ne $2s^22p^6$
3	Na $3s^1$	Mg $3s^2$	Al $3s^23p^1$	Si $3s^23p^2$	P $3s^23p^3$	S $3s^23p^4$	Cl $3s^23p^5$	Ar $3s^23p^6$
4	K $4s^1$	Ca $4s^2$	Ga $4s^24p^1$	Ge $4s^24p^2$	As $4s^24p^3$	Se $4s^24p^4$	Br $4s^24p^5$	Kr $4s^24p^6$
5	Rb $5s^1$	Sr $5s^2$	In $5s^25p^1$	Sn $5s^25p^2$	Sb $5s^25p^3$	Te $5s^25p^4$	I $5s^25p^5$	Xe $5s^25p^6$
6	Cs $6s^1$	Ba $6s^2$	Tl $6s^26p^1$	Pb $6s^26p^2$	Bi $6s^26p^3$	Po $6s^26p^4$	At $6s^26p^5$	Rn $6s^26p^6$
7	Fr $7s^1$	Ra $7s^2$						

Nhận xét

Nguyên tử của các nguyên tố trong một nhóm A có số electron lớp ngoài cùng bằng nhau. Sự giống nhau về cấu hình electron lớp ngoài cùng là nguyên nhân của sự giống nhau về tính chất hoá học của các nguyên tố trong một nhóm A.

Số thứ tự của nhóm (IA, IIA,...) cho biết số electron hoá trị của nguyên tử các nguyên tố trong nhóm đồng thời cũng là số electron lớp ngoài cùng của nguyên tử nguyên tố đó. Do đó biết số thứ tự của nhóm, ta có thể xác định được số electron lớp ngoài cùng. Thí dụ Al ở nhóm IIIA, có 3 electron ở lớp ngoài cùng, Al thuộc chu kì 3, có ba lớp electron do vậy cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử Al sẽ là $3s^23p^1$.

Sau mỗi chu kì, cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố nhóm A được lặp đi lặp lại, ta nói rằng chúng *biến đổi tuần hoàn*.

Vậy : *Sự biến đổi tuần hoàn về cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố khi điện tích hạt nhân tăng dần chính là nguyên nhân của sự biến đổi tuần hoàn về tính chất của các nguyên tố.*

II – CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ NHÓM B

Các nguyên tố nhóm B đều thuộc chu kì lớn. Chúng là các nguyên tố d và nguyên tố f, còn được gọi là các *kim loại chuyển tiếp*.

Từ bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học, chúng ta nhận thấy :

Từ chu kì 4 trở đi, trong mỗi chu kì, sau khi bão hoà phân lớp ngoài cùng ns^2, các electron tiếp theo được phân bố vào phân lớp (n–1)d thuộc lớp sát ngoài cùng. Cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố này thường có dạng $(n-1)d^a\ ns^2$. Ở đây a là số electron được điền vào phân lớp sát ngoài cùng (n–1)d từ a = 1 đến a = 10, trừ một vài trường hợp ngoại lệ.

Thí dụ : Chu kì 4 có 10 nguyên tố d. Riêng hai nguyên tố là Cr (Z = 24) : $3d^5\ 4s^1$ và Cu (Z = 29) : $3d^{10}\ 4s^1$ có cấu hình chung là $3d^a\ 4s^1$; 8 nguyên tố d còn lại đều có cấu hình $3d^a\ 4s^2$. *Thí dụ :* Fe (Z = 26) : $3d^6\ 4s^2$.

Nói chung, các nguyên tố d hoặc f có số electron hoá trị nằm ở lớp ngoài cùng hoặc ở cả phân lớp sát lớp ngoài cùng chưa bão hoà, khi phân lớp sát ngoài cùng đã bão hoà thì số electron hoá trị được tính theo số electron ở lớp ngoài cùng.

Thí dụ : Ag (Z = 47) : [Kr] $4d^{10}\ 5s^1$ có số electron hoá trị bằng 1 vì phân lớp 4d đã bão hoà.

BÀI TẬP

1. Sự biến thiên tính chất của các nguyên tố thuộc chu kì sau lại được lặp lại giống như chu kì trước là do

   A. sự lặp lại tính kim loại của các nguyên tố ở chu kì sau so với chu kì trước.

   B. sự lặp lại tính phi kim của các nguyên tố ở chu kì sau so với chu kì trước.

   C. sự lặp lại cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố ở chu kì sau so với chu kì trước.

   D. sự lặp lại tính chất hoá học của các nguyên tố ở chu kì sau so với chu kì trước.

   Hãy chọn đáp án đúng.

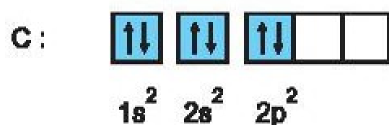
2. Dựa vào bảng 2.1, hãy cho biết số electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố sau đây : H, He, Li, Na, K, Ca, O, S, Cl, Br.

3. Cho nguyên tử các nguyên tố có : Z = 8, Z = 9, Z = 17, Z = 19. Hãy xác định số electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố đó, số thứ tự nhóm và chu kì chứa các nguyên tố đó.

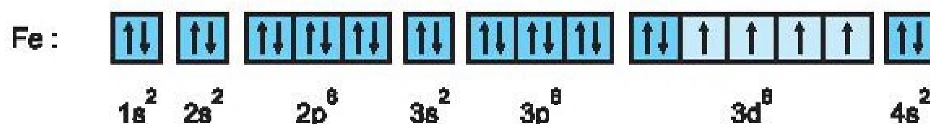
4. Viết cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố có Z = 18 và Z = 19. Tại sao nguyên tố có Z =18 ở chu kì 3, còn nguyên tố có Z = 19 lại ở chu kì 4 ?

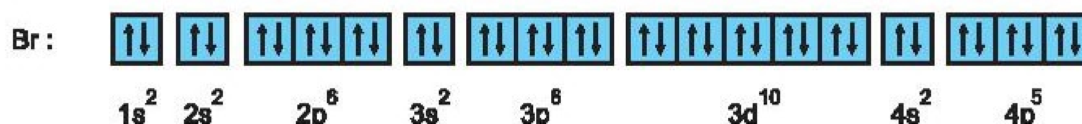
5*. Viết cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố có Z = 20 ; 21 ; 24 ; 29 ; 30. Cấu hình electron của chúng có đặc điểm gì ? Tại sao Cu ở nhóm IB, Zn ở nhóm IIB ?

6. Sự phân bố electron vào các AO của nguyên tử các nguyên tố C, Ca, Fe và Br sau đây đúng hay sai ? Nếu sai hãy sửa lại cho đúng.

C :


Ca :


Fe :


Br :


Bài 11 SỰ BIẾN ĐỔI MỘT SỐ ĐẠI LƯỢNG VẬT LÍ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

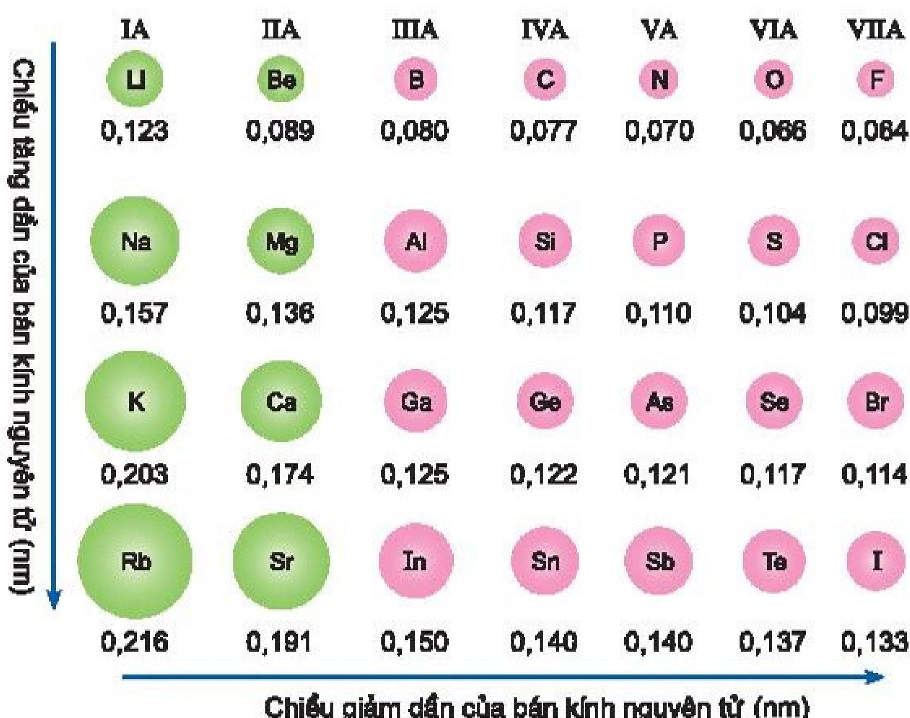
• Thế nào là năng lượng ion hoá, độ âm điện của nguyên tử các nguyên tố ? Quy luật biến đổi các đại lượng vật lí này trong bảng tuần hoàn như thế nào ?

I - BÁN KÍNH NGUYÊN TỬ

Từ hình 2.1 sau đây cho thấy :

Trong một chu kì, tuy nguyên tử các nguyên tố có cùng số lớp electron, nhưng khi điện tích hạt nhân tăng, lực hút giữa hạt nhân với các electron lớp ngoài cùng cũng tăng theo, do đó bán kính nguyên tử nói chung giảm dần.

Trong một nhóm A, theo chiều từ trên xuống dưới, số lớp electron tăng dần, bán kính nguyên tử của các nguyên tố tăng theo, mặc dù điện tích hạt nhân tăng nhanh.



Hình 2.1. *Bán kính nguyên tử của một số nguyên tố trong bảng tuần hoàn*

Vậy : *Bán kính nguyên tử của các nguyên tố trong bảng biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.*

II – NĂNG LƯỢNG ION HOÁ

Năng lượng ion hoá thứ nhất (I_1) của nguyên tử là năng lượng tối thiểu cần để tách electron thứ nhất ra khỏi nguyên tử ở trạng thái cơ bản.

Năng lượng ion hoá được tính bằng kJ/mol.

Thí dụ : Để tách một mol electron ra khỏi một mol nguyên tử hiđro theo quá trình : $H \rightarrow H^+ + e$ phải tiêu tốn một năng lượng bằng 1312 kJ/mol.

Năng lượng ion hoá thứ 2, thứ 3 được kí hiệu là I_2, I_3 là năng lượng cần để tách electron thứ 2, 3 ra khỏi các ion tương ứng. Giá trị của chúng lớn hơn năng lượng ion hoá thứ nhất.

Giá trị năng lượng ion hoá thứ nhất của nguyên tử các nguyên tố nhóm A được trình bày trên bảng 2.2. Sự biến đổi năng lượng ion hoá theo Z được biểu diễn trên hình 2.2.

Bảng 2.2

Năng lượng ion hoá thứ nhất (kJ/mol) của nguyên tử các nguyên tố nhóm A

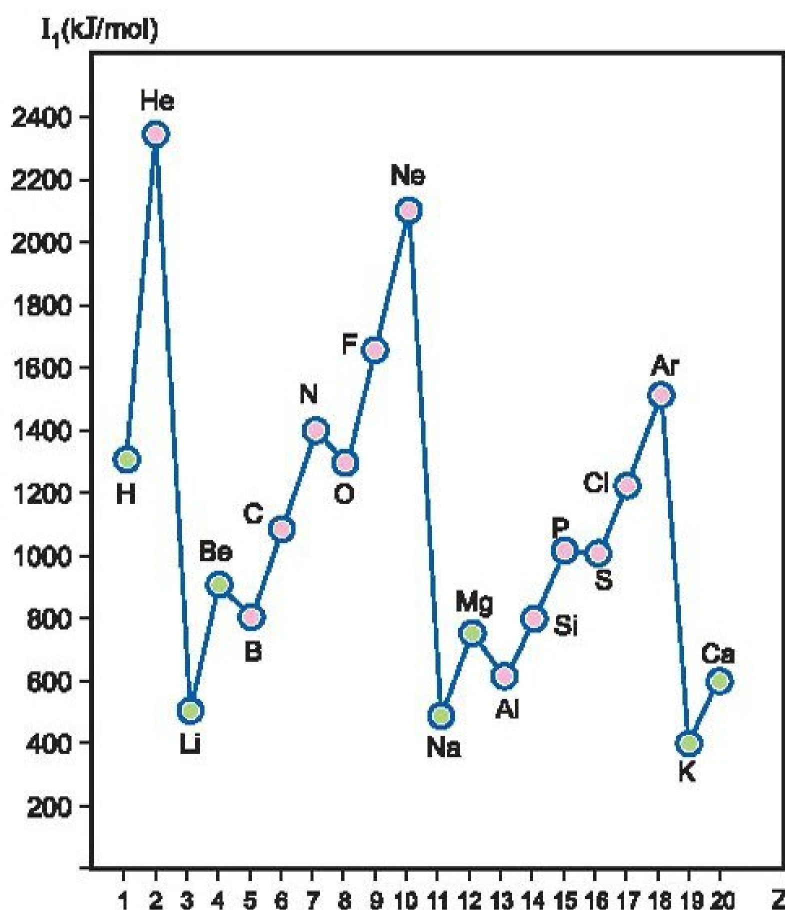
Nhóm / Chu kì	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 1312							He 2372
2	Li 520	Be 899	B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
3	Na 497	Mg 738	Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
4	K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351
5	Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 503	Tl 589	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 920	Rn 1037

Từ bảng 2.2 và hình 2.2 cho thấy :

Trong một chu kì, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, lực liên kết giữa hạt nhân và electron lớp ngoài cùng tăng, làm cho năng lượng ion hoá nói chung cũng tăng theo.

Trong cùng một nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, khoảng cách giữa electron lớp ngoài cùng đến hạt nhân tăng, lực liên kết giữa electron lớp ngoài cùng và hạt nhân giảm, do đó năng lượng ion hoá nói chung giảm.

Thí dụ : Năng lượng ion hoá của liti (Li) bằng 520 kJ/mol, còn của xesi (Cs) bằng 376 kJ/mol. Xesi là nguyên tố có năng lượng ion hoá thấp nhất (không kể franxi là nguyên tố phóng xạ), dễ mất một electron trở thành ion dương Cs^+, nên xesi được dùng trong tế bào quang điện.



Hình 2.2. *Sự biến đổi giá trị của I_1 theo Z*

Vậy : *Năng lượng ion hoá thứ nhất của nguyên tử các nguyên tố trong bảng tuần hoàn biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.*

III – ĐỘ ÂM ĐIỆN

Độ âm điện của một nguyên tử đặc trưng cho khả năng hút electron của nguyên tử đó khi tạo thành liên kết hoá học.

Như vậy, độ âm điện của nguyên tử nguyên tố càng lớn thì tính phi kim của nguyên tố đó càng mạnh. Ngược lại, độ âm điện của nguyên tử nguyên tố càng nhỏ thì tính kim loại của nguyên tố đó càng mạnh.

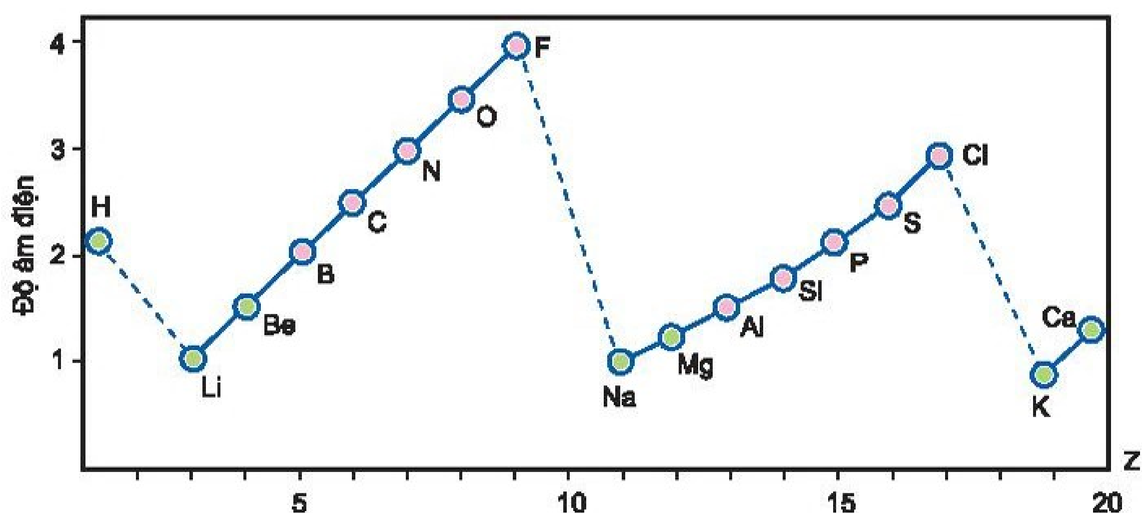
Trong hoá học, có nhiều thang độ âm điện khác nhau do các tác giả tính toán dựa trên những cơ sở khác nhau. Dưới đây giới thiệu bảng giá trị độ âm điện của nhà hoá học Pau-linh (L.Pauling) thiết lập năm 1932. Vì nguyên tố flo là phi kim mạnh nhất, Pau-linh quy ước lấy độ âm điện của flo để xác định độ âm điện tương đối của nguyên tử các nguyên tố khác.

Bảng 2.3

Giá trị độ âm điện của nguyên tử một số nguyên tố nhóm A theo Pau-linh

Chu kì \ Nhóm	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1	H 2,20						
2	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
3	Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
4	K 0,82	Ca 1,00	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
5	Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66
6	Cs 0,79	Ba 0,89	Tl 1,62	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20

Sự biến đổi độ âm điện theo Z được biểu diễn trên hình 2.3.



Hình 2.3. *Sự biến đổi độ âm điện theo Z*

Từ bảng 2.3 và hình 2.3 cho thấy sự biến đổi độ âm điện của nguyên tử các nguyên tố như sau :

Trong một chu kì, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân, độ âm điện của nguyên tử các nguyên tố thường tăng dần.

Trong cùng một nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, độ âm điện của nguyên tử các nguyên tố thường giảm dần.

Vậy : *Độ âm điện của nguyên tử các nguyên tố trong bảng tuần hoàn biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.*

BÀI TẬP

1. Trong một chu kì, bán kính nguyên tử các nguyên tố

A. tăng theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.

B. giảm theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.

C. giảm theo chiều tăng của độ âm điện.

D. Cả B và C

Chọn đáp án đúng nhất.

2. Trong một nhóm A, bán kính nguyên tử của các nguyên tố

A. tăng theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.

B. giảm theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.

C. tăng theo chiều giảm của độ âm điện.

D. Cả A và C

Chọn đáp án đúng nhất.

3. Độ âm điện đặc trưng cho khả năng

A. hút electron của nguyên tử trong phân tử.

B. nhường electron của nguyên tử này cho nguyên tử khác.

C. tham gia phản ứng mạnh hay yếu.

D. nhường proton của nguyên tử này cho nguyên tử khác.

Chọn đáp án đúng.

4. Hãy cho biết sự biến đổi năng lượng ion hoá thứ nhất của nguyên tử các nguyên tố trong cùng một chu kì và trong cùng một nhóm A.

5. Nếu không xét khí hiếm thì năng lượng ion hoá thứ nhất của nguyên tử nguyên tố nào lớn nhất, của nguyên tử nguyên tố nào nhỏ nhất ?

6. Độ âm điện của một nguyên tử là gì ? Quy luật biến đổi giá trị độ âm điện của nguyên tử các nguyên tố trong các nhóm A như thế nào ?

7. Nguyên tử của nguyên tố nào có giá trị độ âm điện lớn nhất ?

ÁI LỰC ELECTRON

Ái lực electron của nguyên tử là năng lượng toả ra hay hấp thụ khi một nguyên tử trung hoà ở trạng thái khí nhận một electron để trở thành một ion mang điện tích 1– cũng nằm ở trạng thái đó. Như vậy, ái lực electron là hiệu ứng năng lượng của quá trình :



$$A \text{ (khí)} + e \rightarrow A^{-} \text{ (khí)}$$

Ái lực electron của một mol nguyên tử được tính bằng kJ/mol.

Người ta quy ước đặt dấu – cho ái lực electron khi có sự toả ra năng lượng và dấu + khi có sự hấp thụ năng lượng từ bên ngoài.

Phần lớn các nguyên tố hoá học có ái lực electron âm, nhưng các nguyên tố nhóm IIA, IIB và các khí trơ có ái lực electron dương.

Quy luật biến thiên ái lực electron theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử của các nguyên tố hoá học không thật rõ rệt và nhất quán như các quy luật tìm thấy đối với độ âm điện và năng lượng ion hoá.

Tuy nhiên, cũng có thể rút ra một số nhận xét sau đây :

– Nhìn chung, các phi kim có ái lực electron mang dấu âm với giá trị tuyệt đối lớn hơn kim loại. Các halogen có ái lực electron âm với giá trị tuyệt đối lớn hơn ở các nguyên tố khác của bảng tuần hoàn, vì nhóm nguyên tố này dễ thu thêm electron. Khí hiếm có lớp electron ngoài cùng bão hoà (hoặc giả bão hoà), chúng khó thu thêm electron nên có ái lực electron dương.

– Trong phần lớn trường hợp, trong một nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân ái lực electron âm có giá trị tuyệt đối giảm dần.

– Trong một chu kì, nhìn chung giá trị tuyệt đối của ái lực electron âm tăng dần theo chiều tăng của điện tích hạt nhân. Nhưng các khí hiếm lại có ái lực electron dương. Vì giữa độ âm điện và ái lực electron phải có mối liên quan chặt chẽ với nhau, Muliken (Mulliken scale) đã sử dụng các giá trị ái lực electron và năng lượng ion hoá để xây dựng thang độ âm điện mang tên ông.

Điều đáng chú ý là, trong khi khái niệm độ âm điện thường dùng cho các nguyên tử, thì ái lực electron còn được áp dụng cho cả các phân tử. Chẳng hạn, người ta đưa ra giá trị ái lực electron dương cho benzen, antraxen, gần bằng không cho phân tử naphtalen. Vì thế, ái lực electron được dùng để giải thích khả năng phản ứng của nhiều chất hữu cơ.

Bài 12 SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH KIM LOẠI, TÍNH PHI KIM CỦA CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC. ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

- **Hiểu được tính kim loại, tính phi kim và quy luật biến đổi tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn.**
- **Hiểu được quy luật biến đổi hoá trị, tính axit – bazơ của oxit và hiđroxit của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn.**
- **Hiểu được nội dung định luật tuần hoàn.**

I – SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH KIM LOẠI, TÍNH PHI KIM CỦA CÁC NGUYÊN TỐ

1. Tính kim loại, tính phi kim

Tính kim loại là tính chất của một nguyên tố mà nguyên tử của nó dễ nhường electron để trở thành ion dương.

Nguyên tử của nguyên tố nào càng dễ nhường electron, tính kim loại của nguyên tố đó càng mạnh.

Tính phi kim là tính chất của một nguyên tố mà nguyên tử của nó dễ nhận thêm electron để trở thành ion âm.

Nguyên tử của nguyên tố nào càng dễ nhận electron, tính phi kim của nguyên tố đó càng mạnh.

Thực ra, không có ranh giới rõ rệt giữa tính kim loại và tính phi kim. Một cách tương đối, trong bảng tuần hoàn các nguyên tố kim loại và phi kim được phân cách bằng đường kẻ đậm (xem bảng tuần hoàn trang 41). Bên phải là các nguyên tố phi kim, bên trái là các nguyên tố kim loại.

2. Sự biến đổi tính kim loại, tính phi kim

Trong mỗi chu kì, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, tính kim loại của các nguyên tố giảm dần, đồng thời tính phi kim tăng dần.

Thí dụ : Chu kì 3 bắt đầu từ nguyên tố natri (Z = 11), một kim loại điển hình, rồi lần lượt đến magie (Z = 12) là kim loại mạnh nhưng hoạt động kém natri. Nhôm (Z = 13) là kim loại nhưng hiđroxit của nó đã có tính lưỡng tính.

Silic (Z = 14) là phi kim. Từ photpho (Z = 15) đến lưu huỳnh (Z = 16), tính phi kim mạnh dần, clo (Z = 17) là một phi kim điển hình.

Quy luật trên được lặp lại đối với mỗi chu kì.

Có thể giải thích quy luật biến đổi tính chất trên như sau :

Trong một chu kì, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân (từ trái sang phải) thì năng lượng ion hoá, độ âm điện tăng dần đồng thời bán kính nguyên tử giảm dần làm cho khả năng nhường electron giảm nên tính kim loại giảm, khả năng nhận electron tăng nên tính phi kim tăng.

Trong một nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân tính kim loại của các nguyên tố tăng dần, đồng thời tính phi kim giảm dần.

Thí dụ nhóm IA và nhóm VIIA.

Trong nhóm IA : Tính kim loại tăng rõ rệt từ liti (Z = 3) đến xesi (Z = 55) tức là khả năng nhường electron tăng dần. Nhóm VIIA (nhóm halogen) gồm những phi kim điển hình : Tính phi kim giảm dần từ flo (Z = 9) đến iot (Z = 53), tức là khả năng nhận electron giảm dần.

Quy luật đó được lặp lại đối với các nhóm A khác và được giải thích như sau :

Trong một nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân (từ trên xuống dưới) thì năng lượng ion hoá, độ âm điện giảm dần đồng thời bán kính nguyên tử tăng nhanh làm cho khả năng nhường electron tăng, nên tính kim loại tăng, khả năng nhận electron giảm, nên tính phi kim giảm.

Tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố phụ thuộc chủ yếu vào cấu hình electron nguyên tử. Cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn có tính biến đổi tuần hoàn nên tính kim loại, tính phi kim biến đổi tuần hoàn.

Nhận xét : *Tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.*

II – SỰ BIẾN ĐỔI VỀ HOÁ TRỊ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ

Trong một chu kì, đi từ trái sang phải, hoá trị cao nhất của các nguyên tố với oxi tăng lần lượt từ 1 đến 7, còn hoá trị với hiđro của các phi kim giảm từ 4 đến 1.

Thí dụ : Trong chu kì 3, ba nguyên tố đầu chu kì (Na, Mg, Al) tạo thành hợp chất oxit trong đó các nguyên tố có hoá trị lần lượt là 1, 2, 3. Các nguyên tố tiếp theo (Si, P, S, Cl) có hoá trị lần lượt là 4, 5, 6, 7 trong oxit cao nhất.

Các nguyên tố phi kim Si, P, S, Cl tạo được hợp chất khí với hiđro, trong đó chúng có hoá trị lần lượt là 4, 3, 2, 1.

Đối với các chu kì khác, sự biến đổi hoá trị của các nguyên tố cũng diễn ra tương tự (bảng 2.4).

Bảng 2.4

Sự biến đổi tuần hoàn hoá trị của các nguyên tố ở chu kì 3 và 4

Số thứ tự nhóm A	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Hợp chất với oxi	Na_2O K_2O	MgO CaO	Al_2O_3 Ga_2O_3	SiO_2 GeO_2	P_2O_5 As_2O_5	SO_3 SeO_3	Cl_2O_7 Br_2O_7
Hoá trị cao nhất với oxi	1	2	3	4	5	6	7
Hợp chất khí với hiđro				SiH_4 GeH_4	PH_3 AsH_3	H_2S H_2Se	HCl HBr
Hoá trị với hiđro				4	3	2	1

Nhận xét : *Hoá trị cao nhất của một nguyên tố với oxi, hoá trị với hiđro của các phi kim biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.*

III – SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH AXIT – BAZƠ CỦA OXIT VÀ HIĐROXIT TƯƠNG ỨNG

Tính axit – bazơ của oxit và hiđroxit tương ứng của các nguyên tố ở chu kì 2 và 3 được trình bày trong bảng 2.5.

Bảng 2.5

Tính axit – bazơ của oxit và hiđroxit tương ứng của các nguyên tố ở chu kì 2 và 3

Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5		
Oxit bazơ	Oxit lưỡng tính	Oxit axit	Oxit axit	Oxit axit		
$LiOH$	$Be(OH)_2$	H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3		
Bazơ kiềm	Hiđroxit lưỡng tính	Axit yếu	Axit yếu	Axit mạnh		
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Oxit bazơ	Oxit bazơ	Oxit lưỡng tính	Oxit axit	Oxit axit	Oxit axit	Oxit axit
$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
Bazơ kiềm	Bazơ yếu	Hiđroxit lưỡng tính	Axit yếu	Axit trung bình	Axit mạnh	Axit rất mạnh

Trong một chu kì, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, tính bazơ của oxit và hiđroxit tương ứng giảm dần, đồng thời tính axit của chúng tăng dần.

Trong một nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, tính bazơ của các oxit và hiđroxit tương ứng tăng dần, đồng thời tính axit của chúng giảm dần.

Nhận xét : *Tính axit – bazơ của các oxit và hiđroxit tương ứng của các nguyên tố biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử.*

IV – ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

Định luật tuần hoàn được phát biểu như sau :

"Tính chất của các nguyên tố và đơn chất cũng như thành phần và tính chất của các hợp chất tạo nên từ các nguyên tố đó biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử".

BÀI TẬP

1. Cho biết quy luật biến đổi tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố trong một chu kì và trong một nhóm A, giải thích.

2. Hãy cho biết sự biến đổi về tính axit – bazơ của các oxit cao nhất và hiđroxit tương ứng của các nguyên tố trong một chu kì và trong một nhóm A theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.

3. Hãy phát biểu định luật tuần hoàn các nguyên tố hoá học và lấy các thí dụ về cấu hình electron nguyên tử, tính chất của các đơn chất và tính chất của các hợp chất để minh hoạ.

4. Những đại lượng và tính chất nào của nguyên tố hoá học (ghi dưới đây) biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng điện tích hạt nhân nguyên tử ?

   a) Khối lượng nguyên tử

   b) Số thứ tự

   c) Bán kính nguyên tử

   d) Tính kim loại

   e) Tính phi kim

   f) Năng lượng ion hoá thứ nhất

   i) Tính axit – bazơ của các hiđroxit

   k) Cấu hình electron nguyên tử lớp ngoài cùng.

5. Cho các nguyên tố X, Y, Z có số hiệu nguyên tử lần lượt là 9, 16, 17.

   a) Xác định vị trí của chúng trong bảng tuần hoàn.

   b) Xếp các nguyên tố đó theo thứ tự tính phi kim tăng dần.

6. Cho các nguyên tố A, B, C, D có số hiệu nguyên tử lần lượt 11, 12, 13, 14.

   a) Viết cấu hình electron nguyên tử của chúng.

   b) Xác định vị trí của chúng trong bảng tuần hoàn.

   c) Xếp các nguyên tố đó theo thứ tự tính kim loại tăng dần.

7. Dựa vào sự biến đổi tuần hoàn tính chất của các nguyên tố, hãy đoán nhận sự biến đổi về năng lượng ion hoá thứ nhất, độ âm điện, tính kim loại của các kim loại nhóm IA.

Bài 13 Ý NGHĨA CỦA BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

- **Vị trí của một nguyên tố hoá học trong bảng tuần hoàn cho ta những thông tin gì về nguyên tố đó.**
- **Khi biết số hiệu nguyên tử của một nguyên tố, ta có thể suy ra vị trí của nó trong bảng tuần hoàn được không ?**

I – QUAN HỆ GIỮA VỊ TRÍ VÀ CẤU TẠO NGUYÊN TỬ

Biết vị trí của một nguyên tố trong bảng tuần hoàn, có thể suy ra cấu tạo nguyên tử của nguyên tố đó và ngược lại (xem sơ đồ sau) :

Vị trí của một nguyên tố trong bảng tuần hoàn (ô)		*Cấu tạo nguyên tử*
– Số thứ tự của nguyên tố – Số thứ tự của chu kì – Số thứ tự của nhóm A		– Số proton, số electron – Số lớp electron – Số electron lớp ngoài cùng

Thí dụ 1 : Biết nguyên tố có số thứ tự là 19 thuộc chu kì 4, nhóm IA, có thể suy ra :

Nguyên tử của nguyên tố đó có 19 proton, 19 electron, có 4 lớp electron (vì số lớp electron bằng số thứ tự của chu kì), có 1 electron ở lớp ngoài cùng (vì số electron lớp ngoài cùng bằng số thứ tự của nhóm A). Đó là nguyên tố kali.

Thí dụ 2 : Biết cấu hình electron nguyên tử của một nguyên tố là $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ có thể suy ra :

Tổng số electron của nguyên tử nguyên tố đó là 16, vậy nguyên tố đó chiếm ô thứ 16 trong bảng tuần hoàn (vì nguyên tử có 16 electron, 16 proton, số đơn vị điện tích hạt nhân là 16 bằng số thứ tự của nguyên tố trong bảng tuần hoàn).

Nguyên tố đó thuộc chu kì 3 (vì có 3 lớp electron), nhóm VIA (vì có 6 electron lớp ngoài cùng). Đó là nguyên tố lưu huỳnh.

II – QUAN HỆ GIỮA VỊ TRÍ VÀ TÍNH CHẤT CỦA NGUYÊN TỐ

Biết vị trí của một nguyên tố trong bảng tuần hoàn, có thể suy ra những tính chất hoá học cơ bản của nó.

– Tính kim loại, tính phi kim : Các nguyên tố ở các nhóm IA, IIA, IIIA (trừ hiđro và bo) có tính kim loại. Các nguyên tố ở các nhóm VA, VIA, VIIA có tính phi kim (trừ antimon, bitmut và poloni).

– Hoá trị cao nhất của nguyên tố với oxi, hoá trị với hiđro.

– Công thức của oxit cao nhất và hiđroxit tương ứng.

– Công thức của hợp chất khí với hiđro (nếu có).

– Oxit và hiđroxit có tính axit hay bazơ.

Thí dụ : Nguyên tố lưu huỳnh ở ô thứ 16, nhóm VIA, chu kì 3. Suy ra lưu huỳnh là phi kim.

Hoá trị cao nhất với oxi là 6, công thức của oxit cao nhất là SO_3.

Hoá trị với hiđro là 2, công thức của hợp chất khí với hiđro là H_2S.

SO_3 là oxit axit và H_2SO_4 là axit mạnh.

III – SO SÁNH TÍNH CHẤT HOÁ HỌC CỦA MỘT NGUYÊN TỐ VỚI CÁC NGUYÊN TỐ LÂN CẬN

Dựa vào quy luật biến đổi tính chất của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn có thể so sánh tính chất hoá học của một nguyên tố với các nguyên tố lân cận.

Thí dụ : So sánh tính chất hoá học của P (Z = 15) với Si (Z = 14) và S (Z = 16), với N (Z = 7) và As (Z = 33).

Trong bảng tuần hoàn, các nguyên tố Si, P, S thuộc cùng một chu kì. Nếu xếp theo thứ tự điện tích hạt nhân tăng dần ta được dãy Si, P, S. Trong chu kì, theo chiều điện tích hạt nhân tăng thì tính phi kim tăng. Vậy P có tính phi kim yếu hơn S và mạnh hơn Si.

Trong nhóm VA, theo chiều điện tích hạt nhân tăng dần, tính phi kim giảm dần. Vì vậy theo thứ tự N, P, As, thì P có tính phi kim yếu hơn N và mạnh hơn As.

Vậy P có tính phi kim yếu hơn N và S, hiđroxit của nó là H_3PO_4 có tính axit yếu hơn HNO_3 và H_2SO_4.

BÀI TẬP

1. Theo quy luật biến đổi tính chất của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn thì

A. phi kim mạnh nhất là iot.

B. kim loại mạnh nhất là liti.

C. phi kim mạnh nhất là flo.

D. kim loại yếu nhất là xesi.

Chọn đáp án đúng.

2. Cho nguyên tố X (Z = 12), hãy cho biết :

– Cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố X.

– Tính chất hoá học cơ bản của nguyên tố X.

3. Dựa vào quy luật biến đổi tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn, hãy nêu :

a) Nguyên tố nào là kim loại mạnh nhất ? Nguyên tố nào là phi kim mạnh nhất ?

b) Các nguyên tố kim loại được phân bố ở khu vực nào trong bảng tuần hoàn ?

c) Các nguyên tố phi kim được phân bố ở khu vực nào trong bảng tuần hoàn ?

d) Nhóm nào gồm những nguyên tố kim loại điển hình ? Nhóm nào gồm những nguyên tố phi kim điển hình ?

e) Các nguyên tố khí hiếm nằm ở khu vực nào trong bảng tuần hoàn ?

4. Nguyên tử của 2 nguyên tố có Z = 25 và Z = 35.

a) Xác định số thứ tự chu kì và nhóm của các nguyên tố trên trong bảng tuần hoàn.

b) Nêu tính chất hoá học cơ bản của hai nguyên tố đó.

5. Nguyên tố X có số hiệu nguyên tử là 16.

– Viết cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố X.

– Cho biết tính chất hoá học cơ bản của nguyên tố X.

6. Bảng dưới đây cho biết bán kính nguyên tử và năng lượng ion hoá thứ nhất của nguyên tử một số nguyên tố

Nguyên tố	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Bán kính nguyên tử (nm)	0,157	0,136	0,125	0,117	0,110	0,104	0,099
Năng lượng ion hoá thứ nhất (kJ/mol)	497	738	578	786	1012	1000	1251

Dựa vào các dữ kiện trên, hãy rút ra những nhận xét sau :

a) Sự biến đổi bán kính nguyên tử của các nguyên tố trong chu kì.

b) Sự biến đổi năng lượng ion hoá I_1 của nguyên tử các nguyên tố trong chu kì.

7. Phát biểu định luật tuần hoàn và cho biết nguyên nhân của sự biến đổi tuần hoàn tính kim loại, tính phi kim của các nguyên tố theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử.

8. Nguyên tố clo thuộc chu kì 3 và nhóm VIIA, hãy cho biết đặc điểm về cấu hình electron nguyên tử và tính chất hoá học cơ bản của clo.

9. Nguyên tố natri thuộc chu kì 3 và nhóm IA, hãy cho biết đặc điểm về cấu hình electron nguyên tử và tính chất hoá học cơ bản của natri.

10. Hãy so sánh tính kim loại của Mg (Z = 12) với Na (Z = 11) và Al (Z = 13).

Bài 14 LUYỆN TẬP CHƯƠNG 2

- **Củng cố các kiến thức :**
  – Cấu tạo bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học.
  – Quy luật biến đổi tuần hoàn một số đại lượng vật lí và tính chất các nguyên tố theo chiều tăng của điện tích hạt nhân.
  – Định luật tuần hoàn.
- **Rèn luyện kĩ năng :** *Làm các bài tập xác lập mối quan hệ giữa vị trí, cấu tạo nguyên tử các nguyên tố và tính chất của nguyên tố.*

A - KIẾN THỨC CẦN NẮM VỮNG

1. Nguyên tắc sắp xếp các nguyên tố trong bảng tuần hoàn

2. Cấu tạo bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học

– Ô : Số thứ tự của ô bằng số hiệu nguyên tử, bằng số đơn vị điện tích hạt nhân và bằng tổng số electron.

– Chu kì : Số thứ tự của chu kì bằng số lớp electron.

+ Chu kì nhỏ là các chu kì 1, 2, 3 chỉ gồm các nguyên tố s và nguyên tố p.

+ Chu kì lớn là các chu kì 4, 5, 6, 7 gồm các nguyên tố s, p, d và f.

– Nhóm : Số thứ tự của nhóm bằng số electron hoá trị.

+ Nhóm A : Số thứ tự của nhóm A bằng số electron lớp ngoài cùng. Nhóm A gồm các nguyên tố s và p.

+ Nhóm B : Số thứ tự của nhóm B bằng số electron hoá trị. Nhóm B gồm các nguyên tố d và f.

3. Những đại lượng và tính chất biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân

– Bán kính nguyên tử.

– Năng lượng ion hoá thứ nhất.

– Độ âm điện.

– Tính kim loại, tính phi kim.

– Tính axit – bazơ của oxit và hiđroxit.

– Hoá trị cao nhất của nguyên tố với oxi và hoá trị của nguyên tố phi kim với hiđro.

4. Định luật tuần hoàn

"Tính chất của các nguyên tố và đơn chất cũng như thành phần và tính chất của các hợp chất tạo nên từ các nguyên tố đó biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử".

B - CÂU HỎI VÀ BÀI TẬP

1. Những câu sau đây, câu nào *sai* ?

A. Trong chu kì, các nguyên tố được xếp theo chiều điện tích hạt nhân tăng dần.

B. Trong chu kì, các nguyên tố được xếp theo chiều số hiệu nguyên tử tăng dần.

C. Nguyên tử của các nguyên tố cùng chu kì có số electron bằng nhau.

D. Chu kì bao giờ cũng bắt đầu là một kim loại kiềm, cuối cùng là một khí hiếm (trừ chu kì 1).

2. a) Dựa trên nguyên tắc nào người ta xếp các nguyên tố thành chu kì, nhóm ?

b) Thế nào là chu kì ? Bảng tuần hoàn có bao nhiêu chu kì nhỏ, bao nhiêu chu kì lớn ? Mỗi chu kì có bao nhiêu nguyên tố ?

3. Trong bảng tuần hoàn, nhóm A nào gồm tất cả các nguyên tố là kim loại ? Nhóm nào gồm hầu hết các nguyên tố là phi kim ? Nhóm nào gồm các nguyên tố khí hiếm ? Đặc điểm số electron lớp ngoài cùng của các nguyên tử trong các nhóm trên.

4. Tổng số hạt proton, nơtron, electron của nguyên tử một nguyên tố thuộc nhóm VIIA là 28.

a) Tính nguyên tử khối.

b) Viết cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố đó.

5. Oxit cao nhất của một nguyên tố là RO_3, trong hợp chất của nó với hiđro có 5,88% hiđro về khối lượng. Xác định nguyên tố đó.

6. Hợp chất khí với hiđro của một nguyên tố là RH_4. Oxit cao nhất của nó chứa 53,3% oxi về khối lượng. Tìm nguyên tố đó.

7. Khi cho 0,6 g một kim loại nhóm IIA tác dụng hết với nước tạo ra 0,336 lít khí hiđro (ở điều kiện tiêu chuẩn). Xác định kim loại đó.

8. Hai nguyên tố A, B đứng kế tiếp nhau trong cùng một chu kì của bảng tuần hoàn có tổng số đơn vị điện tích hạt nhân là 25.

a) Viết cấu hình electron để xác định hai nguyên tố A và B thuộc chu kì nào, nhóm nào.

b) So sánh tính chất hoá học của chúng.

9. Cho 8,8 g một hỗn hợp hai kim loại nằm ở hai chu kì liên tiếp nhau và thuộc nhóm IIIA, tác dụng với HCl dư thì thu được 6,72 lít khí hiđro ở điều kiện tiêu chuẩn. Dựa vào bảng tuần hoàn cho biết tên của hai kim loại đó.

10. Nguyên tố X có cấu hình electron như sau : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

Hãy xác định :

a) Vị trí của X trong bảng tuần hoàn.

b) Nêu tính chất hoá học cơ bản của X.

11. Viết cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố trong nhóm IA : Li, Na, K, Rb, Cs. Hãy sắp xếp các nguyên tố đó theo chiều giảm dần của bán kính nguyên tử, giải thích.

Bài 15 BÀI THỰC HÀNH SỐ 1
MỘT SỐ THAO TÁC THỰC HÀNH THÍ NGHIỆM HOÁ HỌC. SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH CHẤT CỦA CÁC NGUYÊN TỐ TRONG CHU KÌ VÀ NHÓM

- **Giúp học sinh rèn luyện một số kĩ năng sử dụng hoá chất và dụng cụ thí nghiệm để đảm bảo an toàn và kết quả thí nghiệm.**
- **Tiến hành một số thí nghiệm đơn giản về sự biến đổi tính chất của nguyên tố trong chu kì và nhóm.**

I – NỘI DUNG

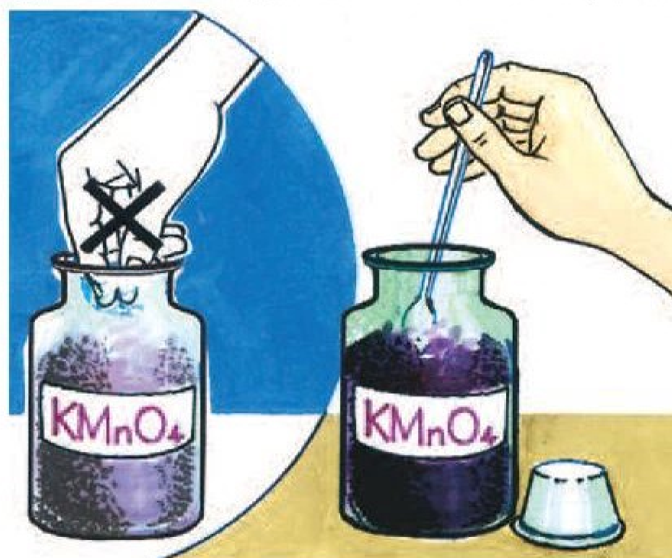
1. Một số thao tác thực hành thí nghiệm hoá học

a) Lấy hoá chất

Khi mở nút lọ lấy hoá chất, phải đặt ngửa nút trên mặt bàn để đảm bảo độ tinh khiết của hoá chất và tránh hoá chất dây ra bàn.

Lấy hoá chất rắn phải dùng thìa xúc hoặc kẹp, không cầm bằng tay (hình 2.4).

Lấy hoá chất lỏng phải dùng ống hút nhỏ giọt. Khi đổ hoá chất từ lọ này sang lọ khác phải dùng phễu và quay nhãn lọ lên phía trên. Khi rót hoá chất vào ống nghiệm phải dùng cặp giữ ống nghiệm, để tránh hoá chất dây ra tay.



Hình 2.4. *Cách lấy hoá chất rắn*

b) Trộn các hoá chất

Khi trộn hoặc hoà tan các hoá chất trong cốc phải dùng đũa thuỷ tinh.

Trộn hoặc hoà tan các hoá chất trong ống nghiệm phải cầm miệng ống bằng các ngón tay trỏ, cái và giữa của bàn tay. Để ống hơi nghiêng và lắc bằng cách đập phần dưới của ống vào ngón tay trỏ hoặc lòng bàn tay bên kia cho đến khi chất lỏng được trộn đều. Không được dùng ngón tay bịt miệng ống nghiệm và lắc, vì như vậy sẽ làm hoá chất dây ra tay.

Nếu lượng hoá chất chứa quá $\frac{1}{2}$ ống nghiệm thì phải dùng đũa thuỷ tinh khuấy nhẹ.

c) Đun nóng hoá chất

Khi đun hoá chất rắn trong ống nghiệm cần cặp ống nghiệm ở tư thế nằm ngang trên giá thí nghiệm, miệng ống hơi chúc xuống để đề phòng hơi nước từ hoá chất thoát ra, đọng lại và chảy ngược xuống đáy ống nghiệm đang nóng và làm vỡ ống.

Đun hoá chất lỏng trong cốc thuỷ tinh phải dùng lưới (thép không gỉ hoặc đồng) lót dưới đáy cốc thuỷ tinh để tránh nứt vỡ. Không được cúi mặt gần miệng cốc đang đun nóng để tránh hoá chất sôi bắn vào mắt và mặt (hình 2.5).



Hình 2.5. *Cách đun chất lỏng trong cốc thuỷ tinh*

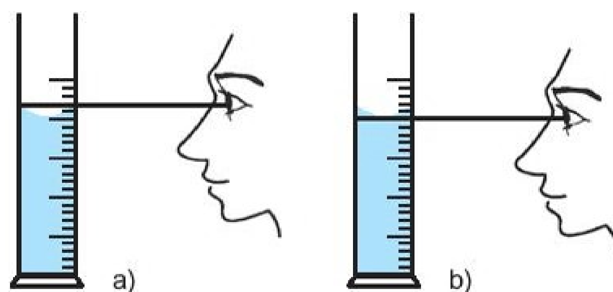
d) Sử dụng một số dụng cụ thí nghiệm thông thờng

Trong thí nghiệm thực hành hoá học thường dùng cặp gỗ hoặc kim loại, cặp ở vị trí cách miệng ống nghiệm bằng 1/3 chiều dài của ống nghiệm. Khi đã cho ống nghiệm vào cặp rồi, chỉ nên nắm chắc nhánh dài của cặp và đặt ngón tay cái lên nhánh ngắn, không dùng bàn tay nắm cả hai nhánh của cặp.



Hình 2.6. *Cách châm lửa đèn cồn*

Khi châm đèn cồn phải dùng que đóm. Không nghiêng đèn châm lửa từ đèn này sang đèn khác để tránh cồn chảy ra ngoài gây cháy, bỏng (hình 2.6). Khi tắt đèn cồn phải dùng chụp đậy, không thổi ngọn lửa bằng miệng.



Hình 2.7. *Cách xác định thể tích chất lỏng*
a) đọc sai ; b) đọc đúng

Khi đun chất lỏng trong các dụng cụ thuỷ tinh như ống nghiệm, cốc,... nên đặt chỗ cần đun nóng của các dụng cụ vào điểm nóng nhất của ngọn lửa đèn cồn, ở vị trí $\frac{1}{3}$ chiều cao ngọn lửa tính từ trên xuống.

Khi đọc mực chất lỏng trong các dụng cụ đong, đo chất lỏng, cần để tầm mắt nhìn ngang với đáy vòm khum của chất lỏng chứa trong các dụng cụ (hình 2.7).

2. Thực hành về sự biến đổi tính chất của nguyên tố trong chu kì và nhóm

a) Sự biến đổi tính chất của các nguyên tố trong nhóm

Lấy vào hai cốc thuỷ tinh, mỗi cốc chừng 60 ml nước. Nhỏ vào mỗi cốc vài giọt dung dịch phenolphtalein và khuấy đều.

Cho vào cốc thứ nhất một mẩu nhỏ natri, cốc thứ hai một mẩu kali có cùng kích thước (chú ý bảo đảm an toàn khi làm thí nghiệm với kali).

Quan sát hiện tượng xảy ra trong mỗi cốc. Nhận xét và rút ra kết luận về sự biến đổi tính chất của các nguyên tố trong nhóm.

b) Sự biến đổi tính chất của các nguyên tố trong chu kì

Rót vào hai cốc thuỷ tinh, mỗi cốc chừng 60 ml nước. Rót vào cốc thứ ba chừng 60 ml nước nóng. Nhỏ vào mỗi cốc vài giọt dung dịch phenolphtalein rồi khuấy đều.

Cho vào cốc thứ nhất một mẩu nhỏ natri như đã giới thiệu ở thí nghiệm (a).

Cho vào cốc thứ hai và cốc thứ ba, mỗi cốc một mẩu magie có kích thước bằng mẩu natri.

Quan sát hiện tượng xảy ra trong mỗi cốc. Nhận xét và rút ra kết luận về sự biến đổi tính chất của các nguyên tố trong chu kì.

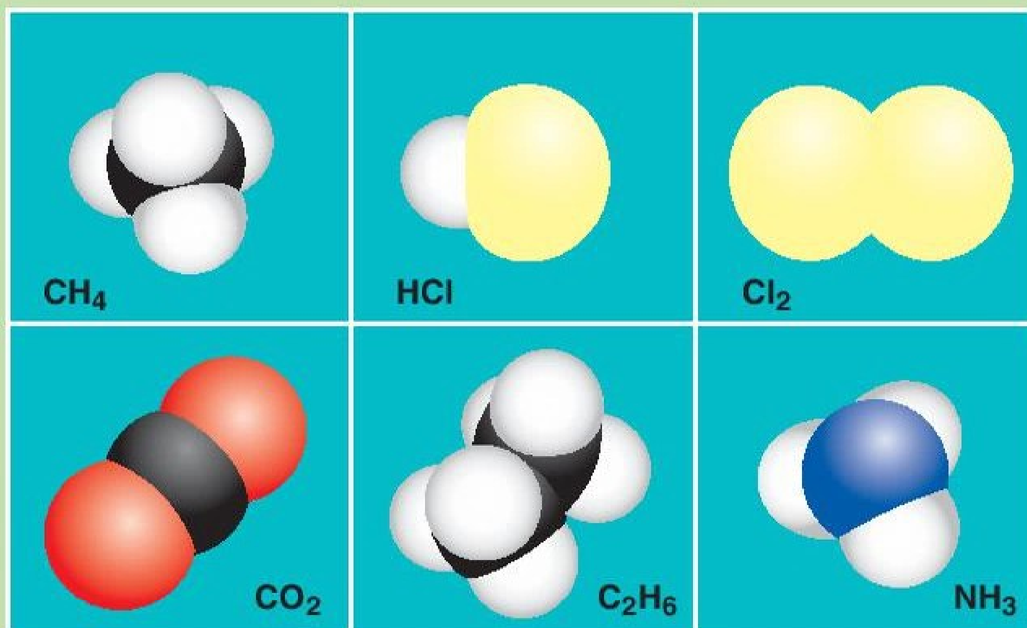
II – VIẾT TƯỜNG TRÌNH

Chương 3

LIÊN KẾT HOÁ HỌC

✓ Tại sao trong tự nhiên nguyên tử các nguyên tố lại tồn tại chủ yếu dưới dạng phân tử hoặc tinh thể ?

✓ Thế nào là một liên kết hoá học ? Có những kiểu liên kết hoá học nào ?



Mô hình đặc của một số phân tử

Bài 16 KHÁI NIỆM VỀ LIÊN KẾT HOÁ HỌC LIÊN KẾT ION

- **Các ion được tạo thành như thế nào ?**
- **Thế nào là cation và anion ? Thế nào là ion đơn, ion đa nguyên tử ?**
- **Liên kết ion được hình thành như thế nào ?**
- **Cấu tạo mạng tinh thể ion và các tính chất chung của mạng liên quan với nhau như thế nào ?**

I – KHÁI NIỆM VỀ LIÊN KẾT HOÁ HỌC

1. Khái niệm về liên kết

Liên kết hoá học là sự kết hợp giữa các nguyên tử tạo thành phân tử hay tinh thể bền vững hơn.

Khi có sự chuyển các nguyên tử riêng rẽ thành phân tử hay tinh thể tức là có liên kết hoá học thì nguyên tử có xu hướng đạt tới cấu hình electron bền vững của khí hiếm.

Một cách tổng quát, sự liên kết giữa các nguyên tử tạo thành phân tử hay tinh thể được giải thích bằng *sự giảm năng lượng* khi chuyển các nguyên tử riêng rẽ thành phân tử hay tinh thể.

2. Quy tắc bát tử (8 electron)

Ta đã biết, các khí hiếm hoạt động hoá học rất kém, chúng tồn tại trong tự nhiên dưới dạng nguyên tử tự do riêng rẽ, nguyên tử của chúng không liên kết với nhau tạo thành phân tử.

Trong các nguyên tử khí hiếm, nguyên tử heli chỉ có 2 electron nên có 2 electron ở lớp thứ nhất cũng là lớp ngoài cùng, còn các nguyên tử khí hiếm khác đều có 8 electron ở lớp ngoài cùng. Như vậy, *cấu hình với 8 electron ở lớp ngoài cùng (hoặc 2 electron đối với heli) là cấu hình electron vững bền.*

Theo quy tắc bát tử (8 electron) thì nguyên tử của các nguyên tố có khuynh hướng liên kết với các nguyên tử khác để đạt được cấu hình electron vững bền của các khí hiếm với 8 electron (hoặc 2 đối với heli) ở lớp ngoài cùng.

Với quy tắc bát tử, người ta có thể giải thích một cách định tính sự hình thành các loại liên kết trong phân tử, đặc biệt là cách viết công thức cấu tạo trong các hợp chất thông thường.

Vì phân tử là một hệ phức tạp nên trong nhiều trường hợp quy tắc bát tử tỏ ra không đầy đủ.

II - LIÊN KẾT ION

1. Sự hình thành ion

a) Ion

Trong nguyên tử, số proton bằng số electron nên nguyên tử trung hoà điện. Trong phản ứng hoá học, nếu nguyên tử mất bớt hoặc thu thêm electron, nó sẽ trở thành phần tử mang điện tích dương hoặc âm. *Phần tử mang điện được tạo ra từ nguyên tử hoặc nhóm nguyên tử được gọi là ion.*

Ion dương (hay cation) :

Ta xét sự hình thành ion natri từ nguyên tử natri : Nguyên tử natri có cấu hình electron : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ và năng lượng ion hoá I_1 nhỏ nên dễ mất một electron ở lớp ngoài cùng để trở thành ion mang một đơn vị điện tích dương. Ta có thể biểu diễn quá trình đó như sau : $Na \rightarrow Na^+ + e$

Các nguyên tử kim loại dễ nhường 1, 2, 3 electron ở lớp ngoài cùng để trở thành các ion mang 1, 2, 3 đơn vị điện tích dương. Thí dụ :



$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e$$



$$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e$$

Ion mang điện tích dương được gọi là *ion dương* hay *cation*. Người ta gọi tên cation kim loại bằng cách đặt trước tên kim loại từ cation như cation liti (Li^+), cation magie (Mg^{2+}), cation nhôm (Al^{3+}), cation đồng I (Cu^+), cation đồng II (Cu^{2+}),...

Ion âm (hay anion) :

Ta xét sự hình thành ion flo từ nguyên tử flo : Nguyên tử flo có cấu hình electron : $1s^2 2s^2 2p^5$ và có độ âm điện lớn nên flo dễ thu thêm một electron để trở thành ion mang một đơn vị điện tích âm. Ta có thể biểu diễn quá trình đó như sau : $F + e \rightarrow F^-$

Các nguyên tử halogen khác và các nguyên tử phi kim như O, S có thể thu thêm 1, 2 electron và trở thành các ion âm. Thí dụ :



$$Cl + e \rightarrow Cl^-$$



$$O + 2e \rightarrow O^{2-}$$



$$S + 2e \rightarrow S^{2-}$$

Ion mang điện tích âm được gọi là *ion âm* hay *anion*. Người ta thường gọi tên các anion bằng tên gốc axit tương ứng, thí dụ các ion F^-, Cl^-, S^{2-} lần lượt được gọi là ion florua, clorua, sunfua. Ion O^{2-} được gọi là *ion oxit*.

b) Ion đơn và ion đa nguyên tử

Ion đơn nguyên tử là ion được tạo nên từ một nguyên tử. Thí dụ : Li^+, Mg^{2+}, Al^{3+}, Cu^{2+}, F^-, Cl^-, S^{2-},...

Ion đa nguyên tử là ion được tạo nên từ nhiều nguyên tử liên kết với nhau để thành một nhóm nguyên tử mang điện tích dương hay âm. Thí dụ, ion amoni (NH_4^+), các ion gốc axit như ion nitrat (NO_3^-), ion sunfat (SO_4^{2-}), ion photphat (PO_4^{3-}),...

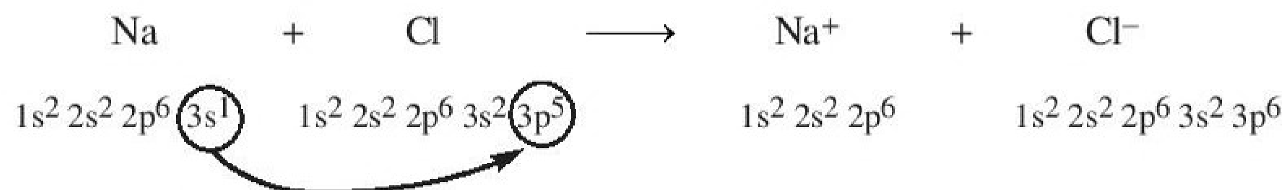
2. Sự hình thành liên kết ion

a) Sự tạo thành liên kết ion của phân tử 2 nguyên tử

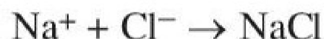
Xét sự hình thành liên kết ion trong phân tử natri clorua (NaCl).

Do đặc điểm cấu tạo nguyên tử và theo quy tắc bát tử, khi các nguyên tử Na và Cl tiếp xúc với nhau sẽ có sự nhường và nhận electron để trở thành các ion Na^+ và Cl^-, có cấu hình electron nguyên tử giống cấu hình electron nguyên tử của các khí hiếm Ne và Ar. Các ion Na^+ và Cl^- được tạo thành có điện tích trái dấu, hút nhau tạo nên liên kết ion trong phân tử cũng như trong tinh thể NaCl.

Sự hình thành liên kết ion trong phân tử NaCl có thể tóm tắt bằng sơ đồ sau :



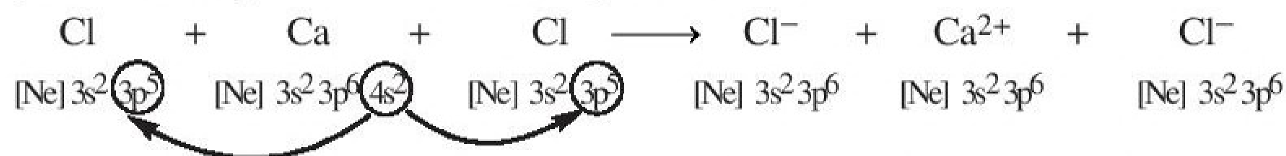
Hai ion được tạo thành mang điện tích ngược dấu hút nhau bằng lực hút tĩnh điện, tạo nên phân tử NaCl :



b) Sự tạo thành liên kết ion trong phân tử nhiều nguyên tử

Thí dụ : Phân tử $CaCl_2$.

Tương tự như sự hình thành phân tử NaCl, sự hình thành liên kết ion trong phân tử $CaCl_2$ có thể biểu diễn bằng sơ đồ sau :



Các ion Ca^{2+} và Cl^- tạo thành mang điện tích ngược dấu hút nhau bằng lực hút tĩnh điện, tạo nên phân tử $CaCl_2$:



Vậy : *Liên kết ion là liên kết được tạo thành do lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu.*

Liên kết ion được hình thành giữa kim loại điển hình và phi kim điển hình.

III - TINH THỂ VÀ MẠNG TINH THỂ ION

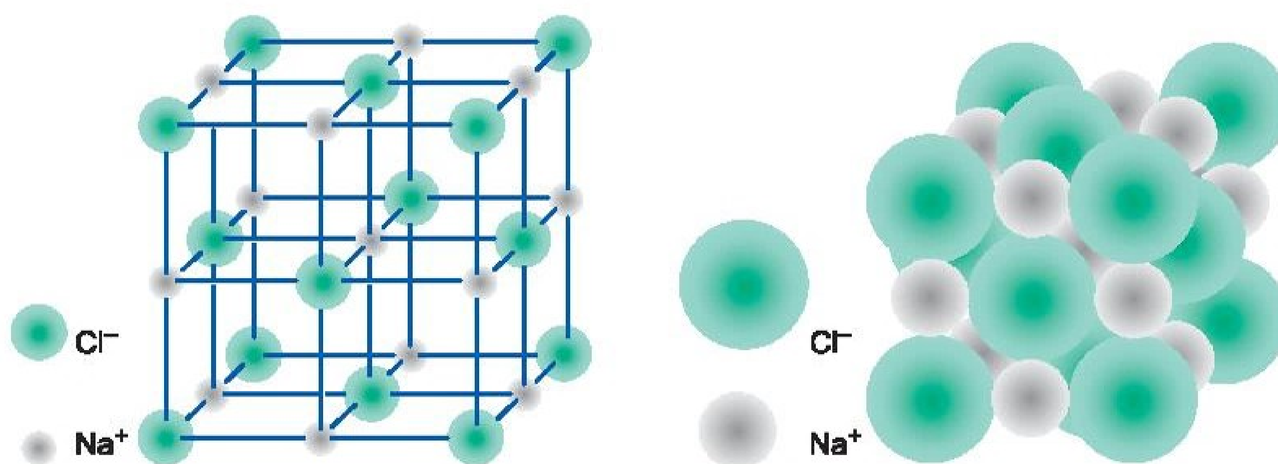
1. Khái niệm về tinh thể

Tinh thể được cấu tạo từ những nguyên tử, hoặc ion, hoặc phân tử. Các hạt này được sắp xếp một cách đều đặn, tuần hoàn theo một trật tự nhất định trong không gian tạo thành mạng tinh thể. Các tinh thể thường có hình dạng không gian xác định.

2. Mạng tinh thể ion

Xét mạng tinh thể NaCl :

Mạng tinh thể NaCl có cấu trúc hình lập phương. Các ion Na^+ và Cl^- nằm ở các nút của mạng tinh thể một cách luân phiên. Trong tinh thể NaCl, cứ một ion Na^+ được bao quanh bởi 6 ion Cl^-. Ngược lại, một ion Cl^- được bao quanh bởi 6 ion Na^+ (hình 3.1).



Hình 3.1. *Mô hình mạng tinh thể natri clorua*

Tinh thể NaCl được tạo bởi rất nhiều ion Na^+ và Cl^-, không có phân tử NaCl riêng biệt. Tuy vậy, khi viết công thức phân tử của muối natri clorua, để đơn giản người ta chỉ viết NaCl. Tương tự đối với các hợp chất ion khác như : KCl, $MgCl_2$,... cũng viết như vậy.

3. Tính chất chung của hợp chất ion

Ở điều kiện thường, các hợp chất ion thường tồn tại ở dạng tinh thể, có tính bền vững, thường có nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi khá cao. Các hợp chất ion chỉ tồn tại ở dạng phân tử riêng rẽ khi chúng ở trạng thái hơi.

Các hợp chất ion thường tan nhiều trong nước. Khi nóng chảy và khi hoà tan trong nước, chúng dẫn điện, còn ở trạng thái rắn thì không dẫn điện.

BÀI TẬP

1. Các nguyên tử liên kết với nhau thành phân tử để

   A. chuyển sang trạng thái có năng lượng thấp hơn.

   B. có cấu hình electron của khí hiếm.

   C. có cấu hình electron lớp ngoài cùng là 2e hoặc 8e.

   D. chuyển sang trạng thái có năng lượng cao hơn.

   Đáp án nào *sai* ?

2. Thế nào là năng lượng ion hoá thứ nhất của nguyên tử ? Nguyên tử A có năng lượng ion hoá thứ nhất lớn hơn năng lượng ion hoá thứ nhất của nguyên tử X, hỏi nguyên tử nào dễ nhường electron hơn ?

3. Hãy viết phương trình biểu diễn sự hình thành các ion sau đây từ các nguyên tử tương ứng :

   $Li \rightarrow Li^{+}$, $Na \rightarrow Na^{+}$, $Cl \rightarrow Cl^{-}$

   $Mg \rightarrow Mg^{2+}$, $Al \rightarrow Al^{3+}$, $S \rightarrow S^{2-}$

4. Hãy viết cấu hình electron của các ion sau đây :

   Li^{+}, Be^{2+}, F^{-}, O^{2-}

5. Hãy giải thích sự hình thành liên kết giữa các nguyên tử của các nguyên tố sau đây :

   K và Cl, Na và O.

6. Nguyên tử của các nguyên tố Na, Mg, Al, S, Cl, F có thể tạo thành ion có điện tích bằng bao nhiêu ?

7. Hãy cho thí dụ về tinh thể ion và cho biết bản chất lực liên kết trong các tinh thể ion.

8. Cation R^{+} có cấu hình electron ở phân lớp ngoài cùng là $2p^{6}$.

   a) Viết cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố R.

   b) Nguyên tố R thuộc chu kì nào ? Nhóm nào ? Cho biết tên của nguyên tố.

   c) Nguyên tố R là kim loại hay là phi kim ?

Bài 17 LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

- **Liên kết cộng hoá trị trong phân tử đơn chất và hợp chất được hình thành như thế nào ?**
- **Sự phân cực trong liên kết cộng hoá trị như thế nào ?**

I – SỰ HÌNH THÀNH LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ BẰNG CẶP ELECTRON CHUNG

1. Sự hình thành phân tử đơn chất

a) Sự hình thành phân tử H_2

Nguyên tử H (Z = 1) có cấu hình electron là $1s^1$, hai nguyên tử H liên kết với nhau bằng cách mỗi nguyên tử H góp 1 electron tạo thành một cặp electron chung trong phân tử H_2. Như thế trong phân tử H_2, mỗi nguyên tử có 2 electron, giống cấu hình electron bền vững của khí hiếm heli :

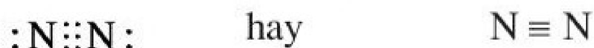


Mỗi chấm bên kí hiệu nguyên tố biểu diễn một electron ở lớp ngoài cùng, H : H được gọi là *công thức electron*. Thay hai chấm bằng 1 gạch, ta có H – H gọi là *công thức cấu tạo*. Giữa 2 nguyên tử hiđro có 1 cặp electron liên kết biểu thị bằng một gạch (–), đó là *liên kết đơn*.

b) Sự hình thành phân tử N_2

Cấu hình electron nguyên tử của N (Z = 7) là $1s^2 2s^2 2p^3$, có 5 electron ở lớp ngoài cùng.

Trong phân tử nitơ N_2, để đạt cấu hình electron của nguyên tử khí hiếm gần nhất (Ne), mỗi nguyên tử nitơ phải góp chung 3 electron.



Công thức electron — *Công thức cấu tạo*

Hai nguyên tử nitơ liên kết với nhau bằng 3 cặp electron liên kết biểu thị bằng ba gạch (≡), đó là *liên kết ba*. Liên kết ba này bền nên ở nhiệt độ thường, khí nitơ rất bền, kém hoạt động hoá học.

Liên kết được hình thành trong phân tử H_2, N_2 vừa trình bày ở trên là liên kết cộng hoá trị.

Liên kết cộng hoá trị là liên kết được hình thành giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron chung.

Mỗi cặp electron chung tạo nên một liên kết cộng hoá trị.

Các phân tử H_2, N_2 tạo nên từ hai nguyên tử của cùng một nguyên tố (có độ âm điện như nhau), nên các cặp electron chung không bị hút lệch về phía nguyên tử nào. Do đó, liên kết trong các phân tử đó không bị phân cực. Đó là *liên kết cộng hoá trị không cực.*

2. Sự hình thành phân tử hợp chất

a) Sự hình thành phân tử HCl

Trong phân tử hiđro clorua, mỗi nguyên tử (H và Cl) góp 1 electron tạo thành 1 cặp electron chung để tạo nên một liên kết cộng hoá trị. Độ âm điện của clo là 3,16 lớn hơn độ âm điện của hiđro là 2,20 nên cặp electron liên kết bị lệch về phía clo, liên kết cộng hoá trị này bị phân cực.



Công thức electron *Công thức cấu tạo*

Trong công thức electron của phân tử có cực, người ta đặt cặp electron chung lệch về phía kí hiệu của nguyên tử có độ âm điện lớn hơn. *Thí dụ :*



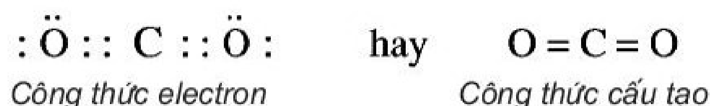
Liên kết cộng hoá trị trong đó cặp electron chung bị lệch về phía một nguyên tử được gọi là *liên kết cộng hoá trị có cực* hay *liên kết cộng hoá trị phân cực.*

b) Sự hình thành phân tử CO_2 (có cấu tạo thẳng)

Cấu hình electron nguyên tử của C (Z = 6) là $1s^2 2s^2 2p^2$, nguyên tử cacbon có 4 electron ở lớp ngoài cùng.

Cấu hình electron nguyên tử của O (Z = 8) là $1s^2 2s^2 2p^4$, nguyên tử oxi có 6 electron ở lớp ngoài cùng.

Trong phân tử CO_2, nguyên tử C nằm giữa 2 nguyên tử O và góp chung với mỗi nguyên tử O hai electron, mỗi nguyên tử O góp chung với nguyên tử C hai electron tạo ra 2 liên kết đôi. Ta có :



Công thức electron *Công thức cấu tạo*

Như vậy, mỗi nguyên tử C hay O đều có 8 electron ở lớp ngoài cùng, đạt cấu hình bền vững của khí hiếm. Độ âm điện của oxi (3,44) lớn hơn độ âm điện

của C (2,55) nên cặp electron chung lệch về phía oxi. *Liên kết giữa nguyên tử oxi và cacbon là phân cực*, nhưng phân tử CO_2 có cấu tạo thẳng nên độ phân cực của hai liên kết đôi (C = O) triệt tiêu nhau, *kết quả là toàn bộ phân tử không bị phân cực*.

c) Liên kết cho – nhận

Trong một số trường hợp, cặp electron chung chỉ do một nguyên tử đóng góp thì liên kết giữa hai nguyên tử là *liên kết cho – nhận*.

Thí dụ : Đối với phân tử SO_2 công thức electron, công thức cấu tạo có thể biểu diễn như sau :



Công thức electron   Công thức cấu tạo

Nguyên tử S có 6 electron ở lớp ngoài cùng. Khi hình thành phân tử SO_2, nguyên tử S đã dùng 2 electron độc thân góp chung với hai electron độc thân của một trong hai nguyên tử oxi. Nguyên tử S sử dụng một cặp electron để dùng chung với nguyên tử oxi còn lại. Trong công thức cấu tạo, người ta biểu diễn cặp electron chung bằng một gạch nối, cặp electron cho – nhận bằng một mũi tên có chiều hướng về phía nguyên tử nhận.

3. Tính chất của các chất có liên kết cộng hoá trị

Các chất mà phân tử chỉ có liên kết cộng hoá trị có thể là chất rắn như đường, lưu huỳnh, iot,..., có thể là chất lỏng như : nước, ancol,... hoặc chất khí như khí cacbonic, clo, hiđro,... Các chất có cực như ancol etylic, đường,... tan nhiều trong dung môi có cực như nước. Phần lớn các chất không cực như iot, các chất hữu cơ không cực tan trong dung môi không cực như benzen, cacbon tetraclorua,...

Nói chung, các chất chỉ có liên kết cộng hoá trị không cực không dẫn điện ở mọi trạng thái.

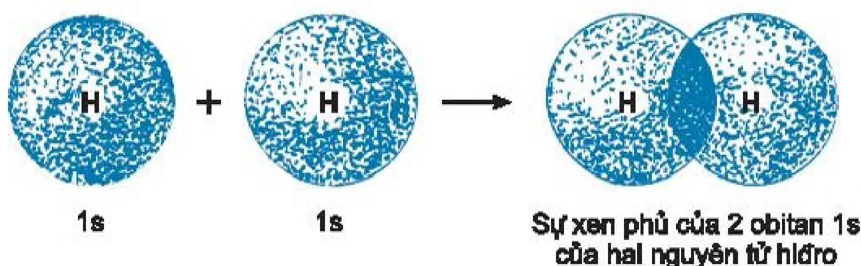
II – LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ VÀ SỰ XEN PHỦ CÁC OBITAN NGUYÊN TỬ

1. Sự xen phủ của các obitan nguyên tử khi hình thành các phân tử đơn chất

a) Sự hình thành phân tử H_2

Để hình thành liên kết giữa hai nguyên tử H trong phân tử hiđro, hai obitan 1s của hai nguyên tử H xen phủ với nhau tạo ra một vùng xen phủ giữa hai hạt nhân nguyên tử. Xác suất có mặt của các electron tập trung chủ yếu ở khu vực giữa

hai hạt nhân. Vì vậy, ngoài lực đẩy tương hỗ giữa hai proton và hai electron còn có lực hút giữa các electron với hai hạt nhân hướng về tâm phân tử (hình 3.2).



Hình 3.2. *Sự hình thành phân tử hiđro*

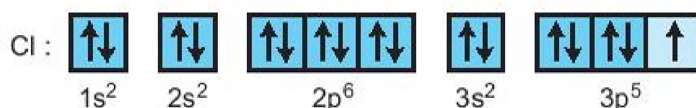
Khi hai hạt nhân có khoảng cách d = 0,074 nm, các lực hút và lực đẩy cân bằng nhau (d được gọi là khoảng cách cân bằng hay độ dài của liên kết H – H).

Ở khoảng cách cân bằng trên, phân tử H_2 có năng lượng thấp hơn tổng năng lượng của hai nguyên tử riêng rẽ.

Đó là nguyên nhân của sự hình thành liên kết cộng hoá trị giữa hai nguyên tử H và là một liên kết hoá học bền.

b) Sự hình thành phân tử Cl_2

Để giải thích sự hình thành liên kết Cl–Cl, có thể dựa vào cấu hình electron của mỗi nguyên tử clo :



Sự hình thành liên kết giữa hai nguyên tử clo là do sự xen phủ giữa hai obitan p chứa electron độc thân của mỗi nguyên tử clo (hình 3.3).



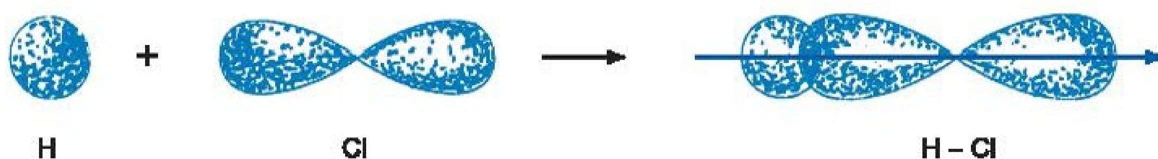
Hình 3.3. *Sự xen phủ 2 obitan p tạo thành liên kết Cl–Cl trong phân tử Cl_2*

2. Sự xen phủ của các obitan nguyên tử khi hình thành các phân tử hợp chất

a) Sự hình thành phân tử HCl

Phân tử của hợp chất được hình thành từ các nguyên tử của các nguyên tố khác nhau, như phân tử HCl.

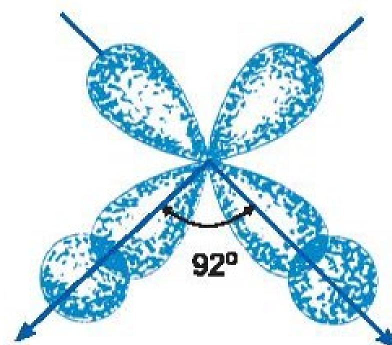
Liên kết hoá học trong phân tử hợp chất HCl được hình thành nhờ sự xen phủ giữa obitan 1s của nguyên tử hiđro và obitan 3p có 1 electron độc thân của nguyên tử clo (hình 3.4).



Hình 3.4. *Sự xen phủ obitan 1s của hiđro với obitan 3p của nguyên tử Cl tạo liên kết H – Cl*

b) Sự hình thành phân tử H_2S

Sự hình thành phân tử H_2S có thể mô tả bằng hình ảnh xen phủ giữa obitan 1s của các nguyên tử hiđro và 2 obitan p của nguyên tử lưu huỳnh. Lớp ngoài cùng của nguyên tử S có cấu hình electron $3s^2 3p^4$. Trên 2 obitan p có 2 electron độc thân. Hai obitan này xen phủ với 2 obitan 1s có electron độc thân của 2 nguyên tử H tạo nên 2 liên kết S–H (hình 3.5).



Hình 3.5. *Sự xen phủ của hai AO 1s của hai nguyên tử hiđro với hai AO 2p của nguyên tử S tạo hai liên kết S – H*

BÀI TẬP

1. Chọn định nghĩa đúng nhất về liên kết cộng hoá trị.

Liên kết cộng hoá trị là liên kết

A. giữa các phi kim với nhau.

B. trong đó cặp electron chung bị lệch về một nguyên tử.

C. được hình thành do sự dùng chung electron của 2 nguyên tử khác nhau.

D. được hình thành giữa 2 nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron chung.

2. Hãy giải thích sự hình thành cặp electron liên kết giữa nguyên tử C và các nguyên tử H trong phân tử CH_4, giữa nguyên tử O và các nguyên tử H trong phân tử H_2O, giữa nguyên tử S và các nguyên tử H trong phân tử H_2S.

3. Giải thích sự hình thành cặp electron liên kết giữa hai nguyên tử N trong phân tử N_2, giữa nguyên tử H và nguyên tử Cl trong phân tử HCl.

4. Giải thích sự hình thành liên kết cộng hoá trị bằng sự xen phủ các obitan trong phân tử HCl.

5. Hãy viết công thức electron và công thức cấu tạo của các phân tử sau đây :

$$H_2, HCl, H_2O, Cl_2, NH_3, CH_4.$$

6. X, Y, Z là những nguyên tố có số đơn vị điện tích hạt nhân là 9, 19, 8.

a) Viết cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố đó.

b) Dự đoán kiểu liên kết hoá học có thể có giữa các cặp X và Y, Y và Z, X và Z.

Bài 18 SỰ LAI HOÁ CÁC OBITAN NGUYÊN TỬ. SỰ HÌNH THÀNH LIÊN KẾT ĐƠN, LIÊN KẾT ĐÔI VÀ LIÊN KẾT BA

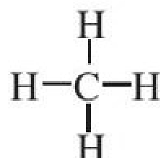
- **Khái niệm về sự lai hoá các obitan nguyên tử.**
- **Một số kiểu lai hoá điển hình.**
- **Vận dụng kiểu lai hoá để giải thích dạng hình học của phân tử.**
- **Thế nào là liên kết đơn, liên kết đôi và liên kết ba.**
- **Thế nào là liên kết xích ma (σ), liên kết pi (π) ?**

Sự lai hoá các obitan nguyên tử là khái niệm quan trọng nhất của thuyết hoá trị định hướng, được Pau-linh đưa ra năm 1931 để giải thích sự định hướng cũng như độ bền của liên kết ở nhiều hợp chất hữu cơ và vô cơ (đặc biệt là phức chất).

I – KHÁI NIỆM VỀ SỰ LAI HOÁ

Để hiểu được khái niệm về sự lai hoá các obitan, ta xét liên kết trong phân tử CH_4.

Công thức cấu tạo :



Cấu hình electron nguyên tử C (ở trạng thái kích thích) :



Trong phân tử CH_4 có 4 liên kết C–H tạo thành bởi 4 obitan hoá trị (mỗi obitan có một electron độc thân) của nguyên tử C (một obitan 2s và ba obitan 2p) xen phủ với 4 obitan 1s của 4 nguyên tử H. Như vậy, đáng lẽ trong phân tử CH_4 phải có 2 loại liên kết khác nhau là : 1 liên kết s–s và 3 liên kết p–s. Tuy nhiên, thực nghiệm cho biết 4 liên kết C–H trong phân tử CH_4 giống hệt nhau và tạo thành các góc liên kết đều bằng 109°28'.

Để giải thích trường hợp trên đây và các trường hợp tương tự, các nhà hoá học Mĩ Slây-tơ(J. Slater) và Pau-linh đã đề ra *thuyết lai hoá*.

Theo thuyết này, khi nguyên tử C tham gia liên kết với bốn nguyên tử H tạo thành phân tử CH_4 thì một obitan 2s đã tổ hợp ("trộn lẫn") với ba obitan 2p tạo thành *bốn obitan mới giống hệt nhau*, gọi là *bốn obitan lai hoá sp^3* (hình 3.9). Bốn obitan lai hoá sp^3 xen phủ với bốn obitan 1s của bốn nguyên tử H tạo thành bốn liên kết C–H giống hệt nhau.

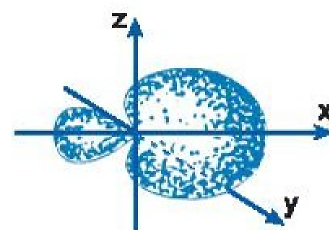
Nhờ vậy : *Sự lai hoá obitan nguyên tử là sự tổ hợp ("trộn lẫn") một số obitan trong một nguyên tử để được từng ấy obitan lai hoá giống nhau nhưng định hướng khác nhau trong không gian.*

Nguyên nhân của sự lai hoá là các obitan hoá trị ở các phân lớp khác nhau có năng lượng và hình dạng khác nhau cần phải đồng nhất để tạo được liên kết bền với các nguyên tử khác.

II – CÁC KIỂU LAI HOÁ THƯỜNG GẶP

1. Lai hoá sp

Lai hoá sp là sự tổ hợp 1 obitan s với 1 obitan p của một nguyên tử tham gia liên kết tạo thành 2 obitan lai hoá sp nằm thẳng hàng với nhau hướng về 2 phía, đối xứng nhau (hình 3.6). Lai hoá sp được gặp trong phân tử BeH_2 (hình 3.7) và trong các phân tử C_2H_2, $BeCl_2$, ...



Hình 3.6. *Dạng của một obitan lai hoá sp*



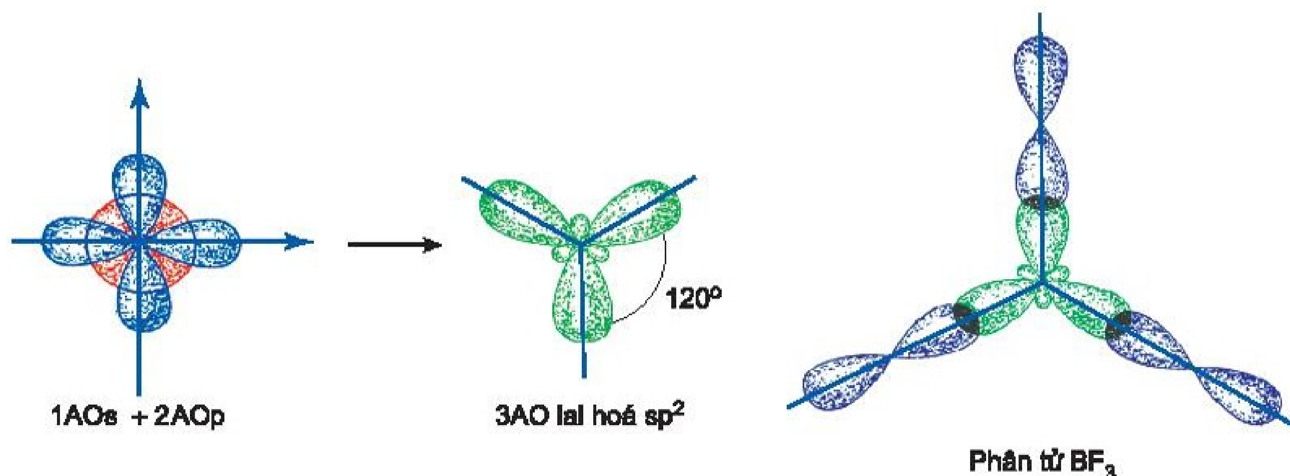
Trạng thái lai hoá sp của nguyên tử beri — Sự xen phủ các obitan tạo liên kết Be–H

Hình 3.7. *Sự lai hoá sp và sự xen phủ các obitan liên kết*

Như thế, sự lai hoá sp là nguyên nhân dẫn đến tính thẳng hàng (góc liên kết bằng 180^o) của các liên kết trong những phân tử nêu trên.

2. Lai hoá sp^2

Lai hoá sp^2 là sự tổ hợp 1 obitan s với 2 obitan p của một nguyên tử tham gia liên kết tạo thành 3 obitan lai hoá sp^2 nằm trong một mặt phẳng, định hướng từ tâm đến đỉnh của tam giác đều. Lai hoá sp^2 được gặp trong các phân tử BF_3 (hình 3.8), C_2H_4,...

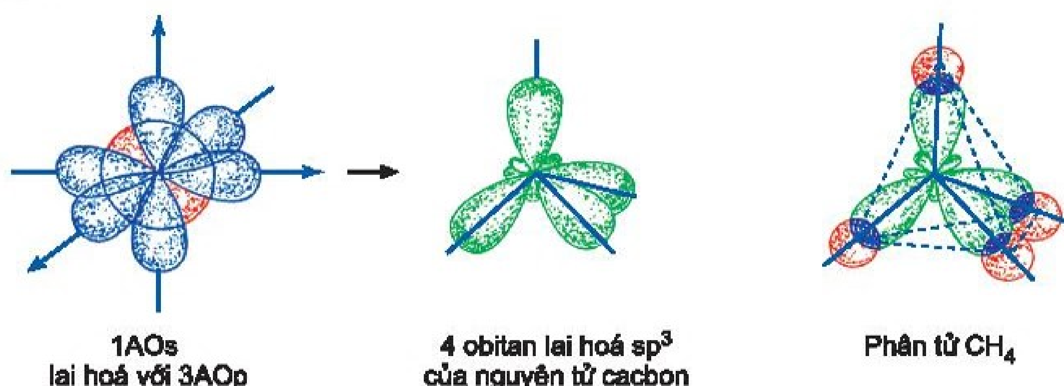


Hình 3.8. *Sự lai hoá sp^2 và sự hình thành các liên kết trong phân tử BF_3*

Sự lai hoá sp^2 là nguyên nhân dẫn đến các góc liên kết phẳng 120^o trong BF_3.

3. Lai hoá sp^3

Lai hoá sp^3 là sự tổ hợp 1 obitan s với 3 obitan p của một nguyên tử tham gia liên kết tạo thành 4 obitan lai hoá sp^3 định hướng từ tâm đến 4 đỉnh của hình tứ diện đều, các trục đối xứng của chúng tạo với nhau một góc $109^o28'$ (hình 3.9). Trong các phân tử H_2O, NH_3, CH_4 và các ankan, ở các nguyên tử O, N, C có lai hoá sp^3.



Hình 3.9. *Sự lai hoá sp^3 và sự hình thành các liên kết trong phân tử CH_4 (góc liên kết H–C–H = $109^o28'$)*

Chú ý : Các obitan chỉ lai hoá được với nhau khi năng lượng của chúng xấp xỉ bằng nhau.

III – NHẬN XÉT CHUNG VỀ THUYẾT LAI HOÁ

Thuyết lai hoá có vai trò giải thích hơn là tiên đoán dạng hình học của phân tử. Thường chỉ sau khi biết phân tử có dạng hình học gì, có những góc liên kết xác định được bằng thực nghiệm là bao nhiêu, mới dùng sự lai hoá để giải thích. Nếu cho một phân tử hay ion, chẳng hạn AB_4 mà không có dữ kiện nào, thì thuyết lai hoá sẽ không tiên đoán được là có sự lai hoá tứ diện hay vuông phẳng.

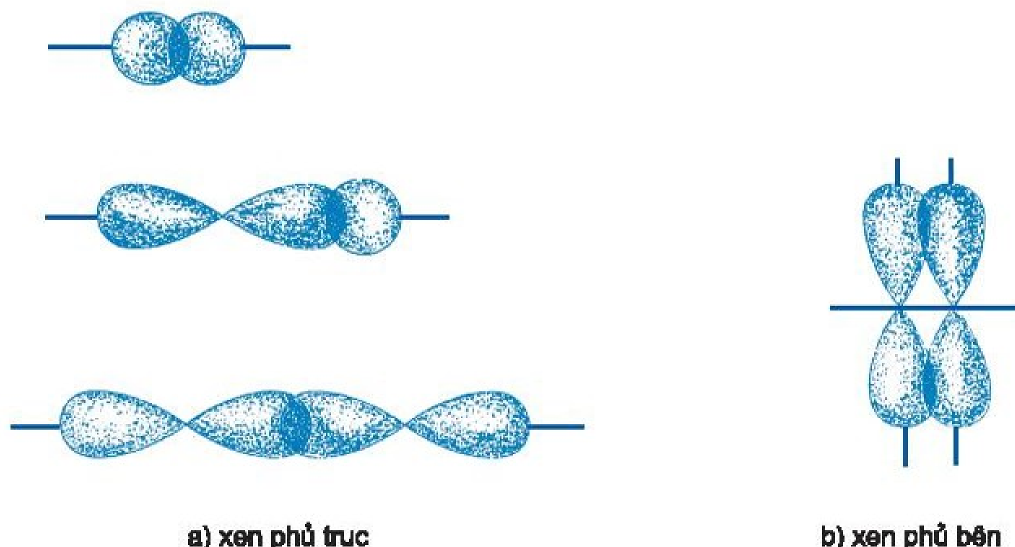
IV - SỰ XEN PHỦ TRỤC VÀ XEN PHỦ BÊN

1. Sự xen phủ trục

Sự xen phủ trong đó trục của các obitan tham gia liên kết trùng với đường nối tâm của hai nguyên tử liên kết gọi là sự xen phủ trục. Sự xen phủ trục tạo liên kết σ (hình 3.10a).

2. Sự xen phủ bên

Sự xen phủ trong đó trục của các obitan tham gia liên kết song song với nhau và vuông góc với đường nối tâm của hai nguyên tử liên kết được gọi là sự xen phủ bên. Sự xen phủ bên tạo liên kết π (hình 3.10b).



Hình 3.10. *Sự xen phủ các obitan tạo liên kết*

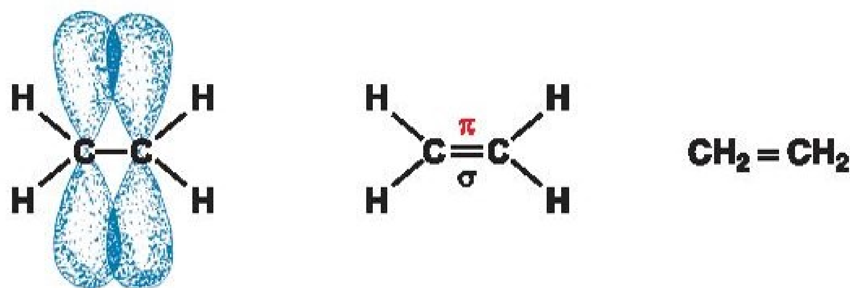
V - SỰ TẠO THÀNH LIÊN KẾT ĐƠN, LIÊN KẾT ĐÔI VÀ LIÊN KẾT BA

1. Liên kết đơn

Ta đã biết, mỗi cặp electron chung của hai nguyên tử được tính là một liên kết và được biểu diễn bằng một gạch nối giữa kí hiệu của hai nguyên tử đó. Các nguyên tử trong các phân tử đã xét như H – H, H – Cl đều liên kết với nhau bằng liên kết đơn. Liên kết đơn luôn luôn là liên kết σ, được tạo thành từ sự xen phủ trục và thường bền vững.

2. Liên kết đôi

Trong phân tử etilen (C_2H_4), mỗi nguyên tử cacbon có sự lai hoá giữa một obitan s với hai obitan p theo kiểu lai hoá sp^2. Các obitan lai hoá tạo một liên kết σ giữa hai nguyên tử cacbon và hai liên kết σ với hai nguyên tử hiđro. Mỗi nguyên tử cacbon còn một obitan p không tham gia lai hoá sẽ xen phủ bên với nhau tạo liên kết π. Liên kết giữa hai nguyên tử cacbon là liên kết đôi, gồm một liên kết σ và một liên kết π. Các liên kết π kém bền hơn so với liên kết σ (hình 3.11).



Hình 3.11. *Liên kết trong phân tử etilen*

3. Liên kết ba

Nguyên tử N có 5 electron lớp ngoài cùng, khi hình thành phân tử N_2, mỗi nguyên tử góp 3 electron độc thân tạo thành ba liên kết. Người ta gọi đó là liên kết ba.

Chúng ta có thể dựa vào cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử nitơ để giải thích liên kết trong phân tử nitơ.

Cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử nitơ : [↑↓] [↑][↑][↑]

$2s^2$ $2p^3$

Mỗi nguyên tử nitơ dùng một obitan $2p_z$ (quy ước lấy trục z làm trục liên kết) để tạo liên kết giữa hai nguyên tử theo kiểu xen phủ trục tạo liên kết σ.

Hai obitan p còn lại ($2p_x$, $2p_y$) sẽ xen phủ bên với nhau từng đôi một tạo ra hai liên kết π. Mỗi liên kết kí hiệu bằng một gạch nối, công thức cấu tạo của phân tử nitơ có dạng liên kết ba : gồm một liên kết σ và hai liên kết π.



Công thức cấu tạo của phân tử nitơ.

Liên kết giữa hai nguyên tử được thực hiện bởi một liên kết σ và một hay hai liên kết π được gọi là liên kết bội.

BÀI TẬP

1. Thế nào là sự lai hoá ?
2. Lấy các thí dụ minh hoạ ba kiểu lai hoá đã học.
3. Mô tả liên kết hoá học trong phân tử BeH_2, phân tử BF_3, phân tử CH_4 theo thuyết lai hoá.
4. Mô tả sự hình thành liên kết trong các phân tử H_2O, NH_3 nhờ sự lai hoá sp^3 các AO hoá trị của các nguyên tử O và N. Hãy mô tả hình dạng của các phân tử đó.
5. Thế nào là sự xen phủ trục và sự xen phủ bên ? Lấy thí dụ minh hoạ.
6. Thế nào là liên kết σ, liên kết π và nêu tính chất của chúng ?
7. Thế nào là liên kết đơn ? Liên kết đôi ? Liên kết ba ? Cho thí dụ.
8. Mô tả sự hình thành các liên kết trong phân tử HCl, C_2H_4, CO_2, N_2.

Bài 19 LUYỆN TẬP VỀ :
LIÊN KẾT ION.
LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ.
SỰ LAI HOÁ CÁC OBITAN NGUYÊN TỬ

- **Củng cố các kiến thức :**

– Liên kết hoá học.

– Sự hình thành liên kết ion và bản chất của liên kết ion.

– Sự hình thành liên kết cộng hoá trị và bản chất của liên kết cộng hoá trị.

– Các kiểu lai hoá sp, sp^2, sp^3.

- **Vận dụng lí thuyết để làm một số dạng bài tập cơ bản.**

A - KIẾN THỨC CẦN NẮM VỮNG

I - LIÊN KẾT HOÁ HỌC

1. Khái niệm về liên kết hoá học

Khi nói liên kết hoá học, ta không nói liên kết chung cho toàn phân tử, mà chỉ nói một liên kết nào đó giữa hai nguyên tử trong phân tử.

Thí dụ : Trong phân tử SO_2 có hai liên kết hoá học giữa nguyên tử lưu huỳnh và hai nguyên tử oxi, trong đó một liên kết là liên kết đôi, còn liên kết thứ hai là liên kết cho – nhận.

2. Áp dụng quy tắc bát tử để giải thích sự hình thành liên kết hoá học

Quy tắc bát tử (8 electron) là quy tắc nhằm giải thích khuynh hướng của nguyên tử các nguyên tố có thể nhường hay nhận thêm electron, hoặc góp chung electron để đạt được cấu hình bền vững của các khí hiếm.

II - LIÊN KẾT ION

– Các khái niệm :

+ *Cation :* là ion mang điện tích dương.

+ *Anion :* là ion mang điện tích âm.

Cation hay anion có thể là một nhóm nguyên tử (nhiều nguyên tử) mang điện tích dương hay âm, còn được gọi là *ion đa nguyên tử*.

+ *Liên kết ion* là liên kết được tạo thành do lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu.

III - LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

– *Liên kết cộng hoá trị* là liên kết được hình thành giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron chung.

– Đôi electron dùng chung có thể nằm ở giữa hai nguyên tử liên kết (liên kết cộng hoá trị không cực), hoặc lệch về nguyên tử của một nguyên tố (liên kết cộng hoá trị có cực).

– Khi biểu diễn công thức electron của phân tử, người ta thường biểu thị hai obitan xen phủ tạo liên kết bằng một cặp electron dùng chung (bằng hai dấu chấm giữa hai nguyên tử liên kết).

– Một trong các thuyết hiện đại về liên kết hoá học cho rằng : Nguyên nhân của sự hình thành liên kết cộng hoá trị là do sự xen phủ của các obitan nguyên tử. Nếu vùng xen phủ giữa các obitan càng lớn, liên kết hình thành càng bền.

IV - SỰ LAI HOÁ CÁC OBITAN NGUYÊN TỬ

– Lai hoá là sự tổ hợp các obitan hoá trị *của một nguyên tử* ở các phân lớp khác nhau, tạo thành các obitan lai hoá giống nhau để xen phủ với các obitan hoá trị của các nguyên tử khác, tạo thành các liên kết cộng hoá trị.

– Giải thích sự tổ hợp các obitan nguyên tử để hình thành các kiểu lai hoá sp, sp^2, sp^3 và lấy các thí dụ minh hoạ.

B - BÀI TẬP

1. Trình bày nội dung của quy tắc bát tử. Vận dụng quy tắc bát tử để giải thích sự hình thành liên kết ion trong các phân tử : LiF, KBr, $CaCl_2$.

2. Sử dụng mô hình xen phủ của các obitan nguyên tử để giải thích sự hình thành liên kết cộng hoá trị trong các phân tử : I_2, HBr.

3. Hãy viết công thức electron và công thức cấu tạo của các phân tử sau : PH_3, SO_2, HNO_3, C_4H_{10}.

4. Dựa trên lí thuyết lai hoá các obitan nguyên tử, mô tả sự hình thành liên kết trong các phân tử : $BeCl_2$, BCl_3. Biết phân tử $BeCl_2$ có dạng đường thẳng, còn phân tử BCl_3 có dạng tam giác đều.

Bài 20 TINH THỂ NGUYÊN TỬ. TINH THỂ PHÂN TỬ

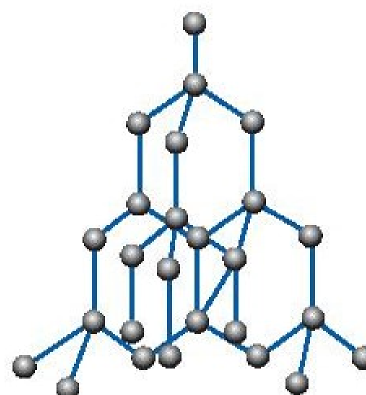
- **Thế nào là tinh thể nguyên tử ?**
- **Thế nào là tinh thể phân tử ?**
- **Tính chất chung của tinh thể nguyên tử, tinh thể phân tử.**

I – TINH THỂ NGUYÊN TỬ

1. Thí dụ

Mạng tinh thể kim cương :

Mạng tinh thể kim cương được tạo bởi các nguyên tử cacbon. Trong tinh thể kim cương, mỗi nguyên tử cacbon ở trạng thái lai hoá sp^3 liên kết cộng hoá trị với bốn nguyên tử cacbon gần nhất nằm ở bốn đỉnh của một tứ diện đều bằng bốn cặp electron chung. Mỗi nguyên tử cacbon ở đỉnh lại liên kết với các nguyên tử cacbon khác. Khoảng cách giữa hai nguyên tử cacbon cạnh nhau trong mạng tinh thể kim cương là 0,154 nm (hình 3.12), gần với độ dài liên kết đơn C–C trong phân tử hiđrocacbon no.



Hình 3.12. *Mô hình mạng tinh thể kim cương*

2. Tính chất chung của tinh thể nguyên tử

Tinh thể tạo bởi các nguyên tử nằm ở các nút của mạng, liên kết với nhau bằng liên kết cộng hoá trị.

Liên kết cộng hoá trị là liên kết bền nên các tinh thể nguyên tử (Si, Ge,...) đều có độ cứng lớn, nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi cao. Thí dụ : Kim cương có độ cứng lớn nhất so với các tinh thể khác.

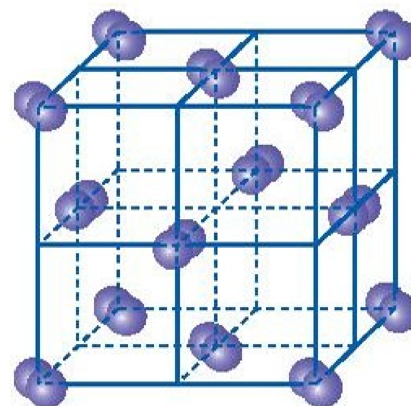
II – TINH THỂ PHÂN TỬ

1. Một số mạng tinh thể phân tử

a) Mạng tinh thể phân tử của iot

Phân tử iot là phân tử hai nguyên tử, các phân tử iot nằm trên các đỉnh và tâm các mặt của hình lập phương, gọi là tinh thể lập phương tâm diện (hình 3.13).

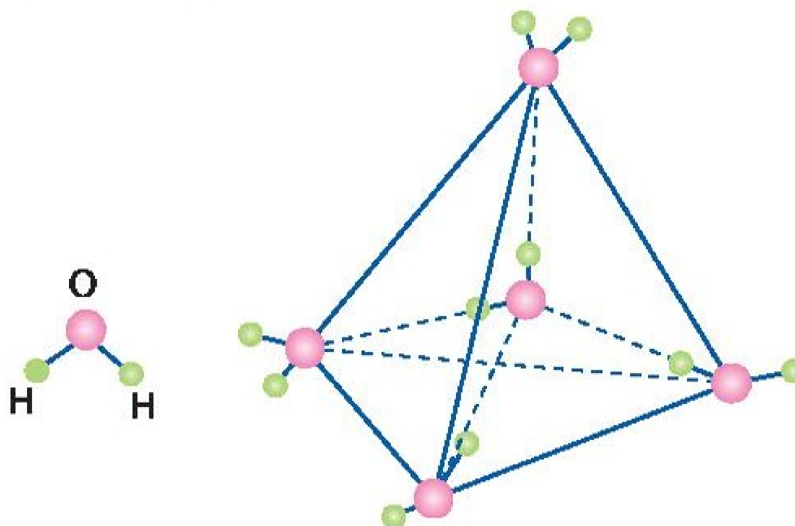
Tinh thể phân tử iot không bền, iot có thể chuyển thẳng từ thể rắn sang thể hơi (sự thăng hoa).



Hình 3.13. *Mô hình mạng tinh thể phân tử iot*

b) Mạng tinh thể phân tử của nöớc đá

Mạng tinh thể nước đá thuộc loại tinh thể phân tử. Mỗi phân tử nước liên kết với bốn phân tử khác gần nó nhất nằm trên bốn đỉnh của một hình tứ diện đều (hình 3.14).



Hình 3.14. *Mô hình mạng tinh thể phân tử nước đá*

Cấu trúc của tinh thể phân tử nước đá thuộc cấu trúc tứ diện, là cấu trúc rỗng nên nước đá có tỉ khối nhỏ hơn khi nước ở trạng thái lỏng, thể tích của nước đá ở trạng thái đông đặc lớn hơn khi ở trạng thái lỏng.

2. Tính chất chung của tinh thể phân tử

Lực tương tác giữa các phân tử rất yếu nên các chất có cấu tạo tinh thể phân tử thường mềm, có nhiệt độ nóng chảy thấp, dễ bay hơi.

BÀI TẬP

1. Tìm câu *sai*.

A. Kim cương là một dạng thù hình của cacbon, thuộc loại tinh thể nguyên tử.

B. Trong mạng tinh thể nguyên tử, các nguyên tử được phân bố luân phiên đều đặn theo một trật tự nhất định.

C. Liên kết giữa các nguyên tử trong tinh thể nguyên tử là liên kết yếu.

D. Tinh thể nguyên tử bền vững, rất cứng, nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi khá cao.

2. Tìm câu *sai*.

A. Nước đá thuộc loại tinh thể phân tử.

B. Trong tinh thể phân tử, liên kết giữa các phân tử là liên kết cộng hoá trị.

C. Trong tinh thể phân tử, lực tương tác giữa các phân tử rất yếu.

D. Tinh thể iot thuộc loại tinh thể phân tử.

3. Tại sao băng phiến và iot dễ dàng thăng hoa và không dẫn điện ? Biết rằng băng phiến thuộc mạng tinh thể phân tử.

4. Hãy mô tả cấu trúc của mạng tinh thể kim cương. Liên kết giữa các nguyên tử đó là kiểu liên kết gì ? Cho biết tính chất của tinh thể kim cương.

5. Hãy cho biết sự khác nhau giữa tinh thể nguyên tử và tinh thể ion. Lấy thí dụ minh hoạ.

6. Hãy mô tả cấu trúc của mạng tinh thể phân tử iot, tinh thể phân tử nước đá và nêu những tính chất của chúng.

Bài 21 HIỆU ĐỘ ÂM ĐIỆN VÀ LIÊN KẾT HOÁ HỌC

- **Hiệu độ âm điện ảnh hưởng thế nào đến các kiểu liên kết hoá học ?**
- **Phân loại liên kết hoá học theo hiệu độ âm điện.**

Vì độ âm điện của một nguyên tố đặc trưng cho khả năng hút electron của nguyên tử nguyên tố đó khi hình thành liên kết hoá học, nên sự khác nhau về độ âm điện giữa các nguyên tử tham gia liên kết sẽ quyết định cặp electron dùng chung là thuộc về hai nguyên tử liên kết với mức độ như nhau (liên kết cộng hoá trị không cực), lệch về phía nguyên tử có độ âm điện lớn hơn (liên kết cộng hoá trị có cực) hay hoàn toàn thuộc về một trong hai nguyên tử (liên kết ion). Các kiểu liên kết này liên quan đến hiệu độ âm điện của hai nguyên tử liên kết với nhau.

I – HIỆU ĐỘ ÂM ĐIỆN VÀ LIÊN KẾT HOÁ HỌC

1. Hiệu độ âm điện và liên kết cộng hoá trị không cực

Trong các phân tử tạo thành bởi hai nguyên tử của cùng một nguyên tố hoá học như H_2, O_2, Cl_2,... hiệu độ âm điện của các nguyên tử tham gia liên kết bằng 0. Đó là các liên kết cộng hoá trị thuần tuý.

Khi các nguyên tử tham gia liên kết có hiệu độ âm điện nhỏ hơn 0,4, độ phân cực của liên kết có giá trị nhỏ đến mức trong thực tế không xác định được, liên kết vẫn được coi là liên kết cộng hoá trị không cực.

Như vậy, người ta quy ước rằng : Khi hiệu độ âm điện của hai nguyên tử nằm trong khoảng từ 0 đến nhỏ hơn 0,4 thì liên kết cộng hoá trị được coi là không cực.

2. Hiệu độ âm điện và liên kết cộng hoá trị có cực

Liên kết cộng hoá trị có cực, tức là liên kết cộng hoá trị mà cặp electron chung bị lệch về phía một nguyên tử tham gia liên kết, được tạo thành giữa các nguyên tử có hiệu độ âm điện nằm trong khoảng từ 0,4 đến nhỏ hơn 1,7.

Thí dụ : Liên kết H–Cl với hiệu độ âm điện của clo và hiđro bằng 0,96 là liên kết cộng hoá trị có cực.

Liên kết H–O trong phân tử nước với hiệu độ âm điện giữa oxi và hiđro bằng 1,24 cũng là một liên kết cộng hoá trị có cực.

Hiệu độ âm điện càng lớn thì độ phân cực càng mạnh.

3. Hiệu độ âm điện và liên kết ion

Khi *hiệu độ âm điện giữa hai nguyên tử tham gia liên kết ≥ 1,7*, nguyên tử có độ âm điện lớn (khả năng hút electron mạnh) đủ khả năng nhận hoàn toàn electron của nguyên tử liên kết với nó để trở thành ion âm, còn nguyên tử mất electron sẽ trở thành ion dương, tức là xảy ra sự tạo thành liên kết ion.

Thí dụ : Trong phân tử NaCl, hiệu độ âm điện của Cl và Na là 3,16 – 0,93 = 2,23, liên kết giữa Na và Cl là liên kết ion.

Trong phân tử MgO, hiệu độ âm điện của O và Mg là 3,44 – 1,31 = 2,13, liên kết giữa O và Mg là liên kết ion.

II - KẾT LUẬN

Như vậy, dựa vào hiệu độ âm điện giữa hai nguyên tử tham gia liên kết có thể dự đoán được một liên kết hình thành thuộc loại liên kết ion, liên kết cộng hoá trị có cực hay liên kết cộng hoá trị không cực(*).

BÀI TẬP

1. Chọn câu đúng trong các câu sau :

   A. Trong liên kết cộng hoá trị, cặp electron chung lệch về phía nguyên tử có độ âm điện nhỏ hơn.

   B. Liên kết cộng hoá trị có cực được tạo thành giữa 2 nguyên tử có hiệu độ âm điện trong khoảng từ 0,4 đến nhỏ hơn 1,7.

   C. Liên kết cộng hoá trị không cực được tạo nên từ các nguyên tử khác hẳn nhau về tính chất hoá học.

   D. Hiệu độ âm điện giữa 2 nguyên tử lớn thì phân tử phân cực yếu.

2. Hãy cho biết thế nào là liên kết cộng hoá trị không cực ? Cho ba thí dụ về liên kết cộng hoá trị không cực.

3. Hãy viết công thức electron của phân tử F_2, phân tử HF, phân tử N_2. Hãy cho biết, trong các phân tử đó thì phân tử nào có liên kết cộng hoá trị có cực và không cực.

4. Xét các phân tử sau đây : NaCl, $MgCl_2$, $AlCl_3$, HCl. Hãy cho biết liên kết trong phân tử nào là liên kết cộng hoá trị và liên kết trong phân tử nào là liên kết ion.

5. Xét các phân tử sau đây : HBr, O_2, H_2, NH_3. Hãy cho biết liên kết trong phân tử nào có cực, liên kết trong phân tử nào không cực.

(*) Dùng hiệu độ âm điện để phân loại liên kết hoá học chỉ là tương đối, còn có những ngoại lệ không phù hợp với thực nghiệm.

Bài 22 HOÁ TRỊ VÀ SỐ OXI HOÁ

- **Cách xác định hoá trị của một nguyên tố trong liên kết ion và liên kết cộng hoá trị như thế nào ?**
- **Số oxi hoá là gì ? Xác định số oxi hoá bằng cách nào ?**

I - HOÁ TRỊ

1. Hoá trị trong hợp chất ion

Hoá trị của một nguyên tố trong hợp chất ion gọi là điện hoá trị và bằng điện tích của ion đó.

Thí dụ : Trong phân tử NaCl, natri có điện hoá trị là 1+, clo có điện hoá trị là 1–.

Trị số điện hoá trị của một nguyên tố bằng số electron mà nguyên tử của nguyên tố đó nhường hoặc thu để tạo thành ion.

Cách ghi điện hoá trị của nguyên tố : Ghi trị số điện tích trước, dấu của điện tích sau.

2. Hoá trị trong hợp chất cộng hoá trị

Hoá trị của một nguyên tố trong hợp chất cộng hoá trị gọi là cộng hoá trị và bằng số liên kết cộng hoá trị mà nguyên tử của nguyên tố đó tạo ra được với các nguyên tử khác trong phân tử.

Trong các hợp chất cộng hoá trị có cực hay không cực, số liên kết xung quanh nguyên tử được xác định bằng số cặp electron chung tạo ra liên kết.

Thí dụ :

– Trong công thức cấu tạo của phân tử NH_3,
$$\begin{array}{c} H - N - H \\ | \\ H \end{array}$$
nguyên tử N có 3 liên kết cộng hoá trị, nguyên tố N có cộng hoá trị 3 ; mỗi nguyên tử H có 1 liên kết cộng hoá trị, nguyên tố H có cộng hoá trị 1.

– Trong công thức cấu tạo của phân tử H_2O, H – O – H, nguyên tố H có cộng hoá trị 1, nguyên tố O có cộng hoá trị 2.

– Trong công thức cấu tạo của phân tử CH_4, $H - \underset{\underset{H}{|}}{\overset{\overset{H}{|}}{C}} - H$, nguyên tố C có cộng hoá trị 4, nguyên tố H có cộng hoá trị 1.

II - SỐ OXI HOÁ

Để thuận tiện cho việc nghiên cứu phản ứng oxi hoá – khử, người ta dùng số oxi hoá.

Số oxi hoá của nguyên tố là một số đại số được gán cho nguyên tử của nguyên tố đó theo các quy tắc sau :

Quy tắc 1 : Trong các đơn chất, số oxi hoá của nguyên tố bằng không.

Thí dụ : Số oxi hoá của các nguyên tố Cu, Zn, H, N, O, ... trong các đơn chất Cu, Zn, H_2, N_2, O_2,... đều bằng không.

Quy tắc 2 : Trong một phân tử, tổng số số oxi hoá của các nguyên tố nhân với số nguyên tử của từng nguyên tố bằng không.

Quy tắc 3 : Trong các ion đơn nguyên tử, số oxi hoá của nguyên tố bằng điện tích của ion đó. Trong ion đa nguyên tử, tổng số số oxi hoá của các nguyên tố nhân với số nguyên tử của từng nguyên tố bằng điện tích của ion.

Quy tắc 4 : Trong hầu hết các hợp chất, số oxi hoá của hiđro bằng +1, trừ hiđrua kim loại (NaH, CaH_2,...). Số oxi hoá của oxi bằng –2, trừ trường hợp OF_2 và peoxit (chẳng hạn H_2O_2,...).

Thí dụ : Tính số oxi hoá của nguyên tố nitơ trong amoniac (NH_3), axit nitrơ (HNO_2), và anion NO_3^-.

Đặt x là số oxi hoá của nguyên tố nitơ trong các hợp chất và ion trên, ta có :

Trong NH_3 : $x + 3(+1) = 0 \rightarrow x = -3$.

Trong HNO_2 : $(+1) + x + 2(-2) = 0 \rightarrow x = +3$.

Trong NO_3^- : $x + 3(-2) = -1 \rightarrow x = +5$.

Cách ghi số oxi hoá : Số oxi hoá được đặt phía trên kí hiệu của nguyên tố. Ghi dấu trước, số sau.

Thí dụ : $\overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2}$; $\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_4^+}$; $\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3^-}$.

BÀI TẬP

1. Số oxi hoá của nitơ trong NH_4^+, NO_2^- và HNO_3 lần lượt là

A. +5 , − 3 , + 3 B. − 3 , +3 , +5

C. +3 , − 3, +5 D. +3 , +5 , −3

Chọn đáp án đúng.

2. Số oxi hoá của kim loại Mn, Fe trong $FeCl_3$, S trong SO_3, P trong PO_4^{3-} lần lượt là

A. 0, +3, +6, +5 B. 0, +3, +5, +6

C. +3, +5, 0, +6 D. +5, +6, +3, 0

Chọn đáp án đúng.

3. Hãy cho biết điện hoá trị của các nguyên tố trong các hợp chất sau đây :

BaO, Al_2O_3, $NaCl$, KF, $CaCl_2$.

4. Hãy xác định cộng hoá trị của các nguyên tố trong các hợp chất sau :

H_2O, CH_4, HCl, NH_3.

5. Xác định số oxi hoá của các nguyên tố trong các phân tử và ion sau :

CO_2, H_2O, SO_3, NH_3, NO_2, Na^+, Cu^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Al^{3+}.

6. Xác định số oxi hoá của lưu huỳnh, clo, mangan và nitơ trong các chất và ion sau :

a) H_2S, S, H_2SO_3, H_2SO_4, SO_2, SO_3 .

b) HCl, $HClO$, $NaClO_3$, $HClO_4$;

c) Mn, $MnCl_2$, MnO_2, $KMnO_4$;

d) MnO_4^- , SO_4^{2-} , NH_4^+ , ClO_4^- .

Bài 23 LIÊN KẾT KIM LOẠI

- **Thế nào là liên kết kim loại ?**
- **Kim loại có những kiểu mạng tinh thể phổ biến nào ?**
- **Tính chất của tinh thể kim loại.**

I - KHÁI NIỆM VỀ LIÊN KẾT KIM LOẠI

Hầu hết các kim loại ở điều kiện thường đều tồn tại dưới dạng tinh thể (trừ Hg).

Trong tinh thể kim loại, ion dương và nguyên tử kim loại nằm ở những nút của mạng tinh thể. Các electron hoá trị liên kết yếu với hạt nhân nên dễ tách khỏi nguyên tử và chuyển động tự do trong mạng tinh thể. Lực hút giữa các electron này và các ion dương tạo nên liên kết kim loại.

Như vậy : *Liên kết kim loại là liên kết được hình thành giữa các nguyên tử và ion kim loại trong mạng tinh thể do sự tham gia của các electron tự do.*

II - MẠNG TINH THỂ KIM LOẠI

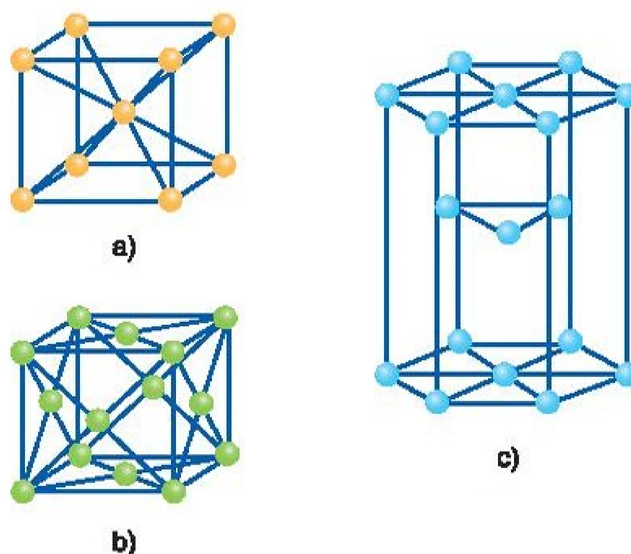
1. Một số kiểu mạng tinh thể

Các kim loại tồn tại dưới ba dạng tinh thể phổ biến sau :

Lập phương tâm khối : Các nguyên tử, ion kim loại nằm trên các đỉnh và tâm của hình lập phương (hình 3.15a).

Lập phương tâm diện : Các nguyên tử, ion kim loại nằm trên các đỉnh và tâm các mặt của hình lập phương (hình 3.15b).

Lục phương : Các nguyên tử, ion kim loại nằm trên các đỉnh và tâm các mặt của hình lục giác đứng và ba nguyên tử, ion nằm phía trong của hình lục giác (hình 3.15c).



Hình 3.15.
Mô hình mạng tinh thể phổ biến của kim loại
a) Lập phương tâm khối
b) Lập phương tâm diện
c) Lục phương

Kiểu cấu trúc mạng tinh thể phổ biến của một số kim loại được tổng kết trong bảng 3.1. Chúng ta có thể tra cứu khi muốn biết kim loại nghiên cứu có kiểu mạng tinh thể nào.

Thí dụ : Từ bảng 3.1 cho thấy kim loại sắt thuộc dạng tinh thể lập phương tâm khối, đồng thuộc dạng tinh thể lập phương tâm diện và coban thuộc dạng tinh thể lục phương. Người ta dùng độ đặc khít ρ là phần trăm thể tích mà các nguyên tử

chiếm trong tinh thể để đặc trưng cho từng kiểu cấu trúc. Với kiểu cấu trúc lập phương tâm khối, ρ = 68% ; Kiểu cấu trúc lập phương tâm diện, ρ = 74% ; Kiểu cấu trúc lục phương, ρ = 74%. Phần trăm còn lại trong tinh thể là không gian trống.

Thí dụ : Đối với các kim loại có cấu trúc kiểu lập phương tâm khối, các nguyên tử kim loại chiếm 68% thể tích của tinh thể. Không gian trống của tinh thể là 32% thể tích tinh thể.

Bảng 3.1

Kiểu cấu trúc mạng tinh thể phổ biến của một số kim loại trong bảng tuần hoàn

IA																	VIIIA
H	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Lập phương tâm khối

Lập phương tâm diện

Lục phương

2. Tính chất của tinh thể kim loại

Vì trong tinh thể kim loại có những electron tự do, di chuyển được trong mạng nên tinh thể kim loại có những tính chất cơ bản sau : Có ánh kim, dẫn điện, dẫn nhiệt tốt và có tính dẻo.

BÀI TẬP

1. Hãy cho một thí dụ về mạng tinh thể kim loại và cho biết liên kết trong tinh thể kim loại được tạo thành như thế nào ?
2. Hãy kể những kiểu mạng tinh thể phổ biến của kim loại. Cho thí dụ.
3. Hãy nêu các tính chất của tinh thể kim loại.
4. Dựa vào bảng 3.1, hãy cho biết kiểu cấu trúc mạng tinh thể của các kim loại : Cu, Na, Co, Mg, Al.

Bài 24 LUYỆN TẬP CHƯƠNG 3

- **So sánh liên kết ion, liên kết cộng hoá trị và liên kết kim loại, sự chuyển tiếp giữa liên kết ion và liên kết cộng hoá trị.**
- **Vận dụng lí thuyết để làm một số dạng bài tập cơ bản.**

A - KIẾN THỨC CẦN NẮM VỮNG

I - SO SÁNH LIÊN KẾT ION, LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ VÀ LIÊN KẾT KIM LOẠI

1. So sánh liên kết ion và liên kết cộng hoá trị

a) Giống nhau : Liên kết ion và liên kết cộng hoá trị giống nhau về nguyên nhân hình thành liên kết. Các nguyên tử liên kết với nhau tạo thành phân tử để có cấu hình electron bền vững của khí hiếm.

b) Khác nhau : Liên kết ion và liên kết cộng hoá trị khác nhau về bản chất liên kết và điều kiện liên kết.

Loại liên kết	**Liên kết ion**	**Liên kết cộng hoá trị**
Bản chất liên kết	Là lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu	Là sự dùng chung các electron
Thí dụ	$Na^{+} + Cl^{-} \rightarrow NaCl$	$H\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \rightarrow H:\ddot{\underset{..}{Cl}}:$
Điều kiện liên kết	Xảy ra giữa những nguyên tố khác hẳn nhau về bản chất hoá học (thường xảy ra với các kim loại điển hình và phi kim điển hình)	Xảy ra giữa các nguyên tố giống nhau hoặc gần giống nhau về bản chất hoá học (thường xảy ra với các nguyên tố phi kim nhóm IVA, VA, VIA, VIIA)

Trên thực tế, trong hầu hết các trường hợp trạng thái liên kết vừa mang tính chất cộng hoá trị vừa mang tính chất ion. Dựa vào giá trị hiệu độ âm điện giữa hai nguyên tử của một liên kết ta có thể biết được loại liên kết nào chiếm ưu thế :

Hiệu độ âm điện	Loại liên kết
0,0 → < 0,4 0,4 ≤ → < 1,7 ≥ 1,7	Liên kết cộng hoá trị không cực Liên kết cộng hoá trị có cực Liên kết ion

2. So sánh liên kết kim loại với liên kết cộng hoá trị và liên kết ion

Liên kết kim loại và liên kết cộng hoá trị giống nhau là có những electron chung của các nguyên tử, nhưng electron chung trong liên kết kim loại là của tất cả những nguyên tử kim loại có mặt trong đơn chất.

Liên kết kim loại và liên kết ion đều được hình thành do lực hút tĩnh điện giữa các phần tử tích điện trái dấu, nhưng các phần tử tích điện trái dấu trong liên kết kim loại là ion dương và các electron tự do.

II – TINH THỂ ION, TINH THỂ NGUYÊN TỬ, TINH THỂ PHÂN TỬ VÀ TINH THỂ KIM LOẠI

	Tinh thể ion	Tinh thể nguyên tử	Tinh thể phân tử	Tinh thể kim loại
Khái niệm	Tinh thể ion được hình thành từ những ion mang điện tích trái dấu, đó là các cation và anion	Tinh thể được hình thành từ các nguyên tử	Tinh thể được hình thành từ các phân tử	Tinh thể được hình thành từ những ion, nguyên tử kim loại và các electron tự do
Lực liên kết	Lực liên kết có bản chất tĩnh điện	Lực liên kết có bản chất cộng hoá trị	Lực liên kết là lực tương tác phân tử	Lực liên kết có bản chất tĩnh điện
Đặc tính	* Tinh thể ion bền * Khó nóng chảy * Khó bay hơi	* Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi cao	* Ít bền * Độ cứng nhỏ * Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi thấp	* Ánh kim *Dẫn điện, dẫn nhiệt tốt. * Dẻo

III - HOÁ TRỊ VÀ SỐ OXI HOÁ

1. Hoá trị trong hợp chất ion

• *Khái niệm về điện hoá trị :* Hoá trị của nguyên tố trong hợp chất ion được gọi là *điện hoá trị*.

• *Cách xác định điện hoá trị :* Trị số điện hoá trị của một nguyên tố bằng số electron mà nguyên tử của nguyên tố đó nhường hoặc thu để tạo thành ion.

2. Hoá trị trong hợp chất cộng hoá trị

• *Khái niệm về cộng hoá trị :* Hoá trị của nguyên tố trong hợp chất cộng hoá trị được gọi là *cộng hoá trị*.

• *Cách xác định cộng hoá trị :* Cộng hoá trị của một nguyên tố bằng số liên kết mà nguyên tử của nguyên tố đó tạo ra được với các nguyên tử khác trong phân tử.

3. Số oxi hoá

• *Khái niệm về số oxi hoá :* Số oxi hoá của một nguyên tố trong phân tử là điện tích của nguyên tử nguyên tố đó nếu giả định liên kết giữa các nguyên tử trong phân tử là liên kết ion.

• *Cách xác định số oxi hoá :* Theo 4 quy tắc đã được trình bày.

B - BÀI TẬP

1. Viết phương trình biểu diễn sự hình thành các ion sau đây từ các nguyên tử tương ứng :

a) $Na \rightarrow Na^{+}$; d) $Cl \rightarrow Cl^{-}$

b) $Mg \rightarrow Mg^{2+}$; e) $S \rightarrow S^{2-}$

c) $Al \rightarrow Al^{3+}$; f) $O \rightarrow O^{2-}$

2. Trình bày sự giống nhau và khác nhau giữa 3 loại liên kết sau :

a) Liên kết ion ;

b) Liên kết cộng hoá trị không cực ;

c) Liên kết cộng hoá trị có cực.

3. Cho dãy oxit sau :

Na_2O, MgO, Al_2O_3, SiO_2, P_2O_5, SO_3, Cl_2O_7.

Dựa vào giá trị hiệu độ âm điện của 2 nguyên tử trong phân tử, hãy xác định kiểu liên kết trong từng phân tử oxit (dựa vào số liệu ở bảng 2.3).

4. a) Dựa vào độ âm điện, hãy xét xem tính phi kim thay đổi như thế nào trong dãy nguyên tố sau : O Cl S H

b) Viết công thức cấu tạo của các phân tử sau : Cl_2O, NCl_3, H_2S, NH_3

Xét xem phân tử nào có liên kết phân cực mạnh nhất.

5. Nguyên tử của một nguyên tố có cấu hình electron $1s^22s^22p^3$.

a) Xác định vị trí của nguyên tố đó trong bảng tuần hoàn, suy ra công thức của hợp chất đơn giản nhất với hiđro.

b) Viết công thức electron và công thức cấu tạo phân tử đơn chất của nguyên tố đó.

6. Có bao nhiêu electron trong mỗi ion sau đây : NO_3^-, SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, Br^-, NH_4^+

7. Tổng số proton trong hai ion XA_3^{2-} và XA_4^{2-} lần lượt là 40 và 48. Xác định các nguyên tố X, A và các ion XA_3^{2-}, XA_4^{2-}.

8. Xác định điện hoá trị của các nguyên tử và nhóm nguyên tử trong những hợp chất ion sau : BaO, K_2O, $CaCl_2$, AlF_3, $Ca(NO_3)_2$.

9. Xác định cộng hoá trị của nguyên tử những nguyên tố trong những hợp chất cộng hoá trị sau : NH_3, HBr, $AlBr_3$, PH_3, CO_2.

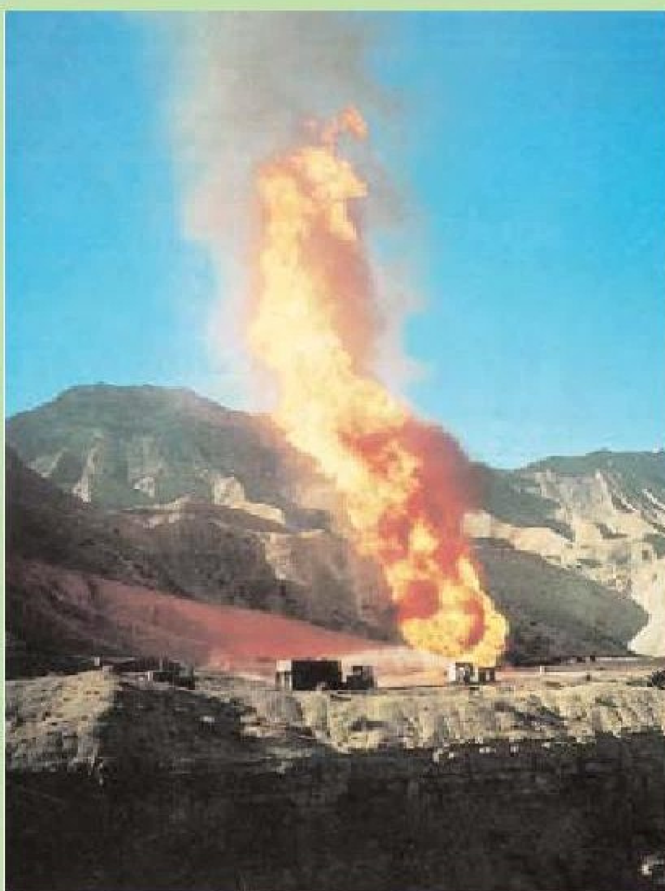
Chương 4

PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

✓ Theo quan điểm hiện nay, thế nào là chất oxi hoá, chất khử, sự oxi hoá, sự khử, phản ứng oxi hoá – khử ? Làm thế nào để lập được phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử ?

✓ Ngoài cách phân loại phản ứng đã được học, người ta có thể phân loại phản ứng hoá học theo cách khác được không ?

✓ Thế nào là phản ứng hoá học toả nhiệt, phản ứng hoá học thu nhiệt ?



Một giếng dầu đang cháy tạo ra ngọn lửa khổng lồ. Phản ứng oxi hoá - khử này toả ra một lượng nhiệt cực lớn làm cho nhiệt độ không khí xung quanh lên rất cao.

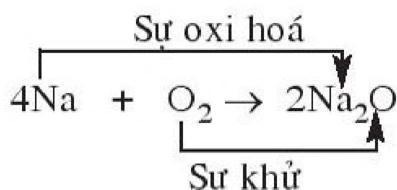
Bài 25 PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

- **Thế nào là chất oxi hoá, chất khử, sự oxi hoá, sự khử, phản ứng oxi hoá – khử ?**
- **Làm thế nào để lập phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử ?**

I – PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

Chúng ta hãy xét một số phản ứng để hiểu được bản chất của phản ứng oxi hoá – khử.

1. Phản ứng của natri với oxi

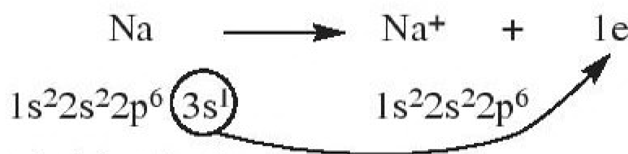


Dễ dàng nhận thấy rằng đó là *phản ứng oxi hoá – khử* vì tồn tại *đồng thời sự oxi hoá và sự khử.*

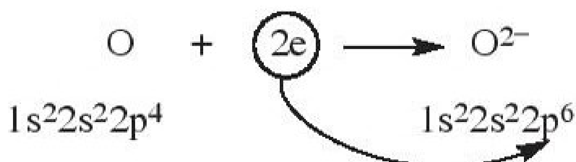
Natri *kết hợp với oxi*, natri là *chất khử*, còn *oxi* là *chất oxi hoá*.

Dựa vào kiến thức về cấu tạo nguyên tử và liên kết ion, ta nhận thấy có sự cho – nhận electron.

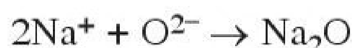
Nguyên tử natri nhường electron :



Nguyên tử oxi nhận electron :



Sự hình thành phân tử Na_2O :



Nguyên tử natri *nhường electron, là chất khử. Sự nhường electron* của natri được gọi là *sự oxi hoá* nguyên tử natri.

Nguyên tử oxi *nhận electron, là chất oxi hoá. Sự nhận electron* của oxi được gọi là *sự khử* nguyên tử oxi.

Ta cũng nhận thấy có sự thay đổi số oxi hoá của nguyên tố tham gia phản ứng :

– *Số oxi hoá* của nguyên tố *natri tăng từ 0 lên +1*. Natri là *chất khử. Sự làm tăng số oxi hoá* của Na là *sự oxi hoá* nguyên tử natri.

– *Số oxi hoá* của nguyên tố oxi *giảm từ 0 xuống – 2*. Oxi là *chất oxi hoá. Sự làm giảm số oxi hoá* của oxi *là sự khử* nguyên tử oxi.

Vậy có thể nói, trong phản ứng oxi hoá – khử *có sự cho – nhận electron hay có sự thay đổi số oxi hoá của một số nguyên tố.*

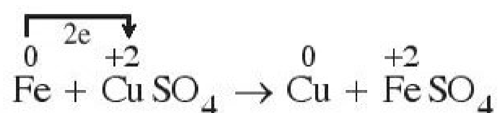
2. Phản ứng của sắt với dung dịch muối đồng sunfat



$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

Ở phản ứng này, ta không thể dựa vào dấu hiệu chất kết hợp với oxi và chất cung cấp oxi để kết luận về phản ứng oxi hoá – khử. Nhưng dựa vào sự cho – nhận electron hoặc sự thay đổi số oxi hoá ta thấy :

Sự cho – nhận electron :



$$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{Cu}SO_4 \rightarrow \overset{0}{Cu} + \overset{+2}{Fe}SO_4$$

– Nguyên tử sắt *nhường electron*, là *chất khử. Sự nhường electron* của nguyên tử sắt được gọi là *sự oxi hoá* nguyên tử sắt.

– Ion đồng *nhận electron*, là *chất oxi hoá. Sự nhận electron* của ion đồng được gọi là *sự khử* ion đồng.

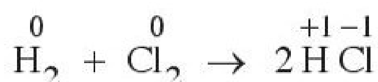
Sự thay đổi số oxi hoá :

– *Số oxi hoá* của sắt *tăng từ 0 đến +2*. Nguyên tử sắt *là chất khử*. Sự làm *tăng số oxi hoá* của sắt được gọi là *sự oxi hoá* nguyên tử sắt.

– *Số oxi hoá* của đồng *giảm từ +2 xuống 0*. Ion đồng *là chất oxi hoá*. Sự làm *giảm số oxi hoá* của ion đồng được gọi là *sự khử* ion đồng.

Phản ứng của sắt với dung dịch đồng sunfat cũng là *phản ứng oxi hoá – khử* vì tồn tại *đồng thời sự oxi hoá và sự khử.*

3. Phản ứng của hiđro với clo



$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$$

Ta đã biết liên kết trong phân tử HCl là liên kết cộng hoá trị. Vì vậy, ở phản ứng này không có sự nhường và nhận electron. Tuy nhiên, số oxi hoá của các chất trong phản ứng có thay đổi.

Số oxi hoá của hiđro *tăng từ 0 lên +1*. Hiđro là *chất khử*. Sự làm *tăng số oxi hoá* của hiđro là *sự oxi hoá* nguyên tử hiđro.

Số oxi hoá của clo *giảm từ 0 xuống –1*. Clo là *chất oxi hoá*. Sự làm *giảm số oxi hoá* của clo là *sự khử* nguyên tử clo.

Trong phản ứng của hiđro với clo *xảy ra đồng thời sự oxi hoá và sự khử*. Đó cũng là *phản ứng oxi hoá – khử*.

4. Định nghĩa

Chất khử là chất *nhường electron* hay là *chất có số oxi hoá tăng* sau phản ứng. *Chất khử* còn được gọi là *chất bị oxi hoá*.

Chất oxi hoá là chất *nhận electron* hay là *chất có số oxi hoá giảm* sau phản ứng. *Chất oxi hoá* còn được gọi là *chất bị khử*.

Sự oxi hoá (quá trình oxi hoá) một chất là *làm cho chất đó nhường electron* hay *làm tăng số oxi hoá* của chất đó.

Sự khử (quá trình khử) một chất là *làm cho chất đó nhận electron* hay *làm giảm số oxi hoá* của chất đó.

Phản ứng oxi hoá – khử là phản ứng hoá học trong đó có sự chuyển electron giữa các chất(*) *phản ứng* ; hay *phản ứng oxi hoá – khử là phản ứng hoá học trong đó có sự thay đổi số oxi hoá của một số nguyên tố.*

II – LẬP PHƯƠNG TRÌNH HOÁ HỌC CỦA PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

Để lập phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử, ta cần biết công thức hoá học của các chất tham gia và tạo thành, còn việc lựa chọn *hệ số* thích hợp

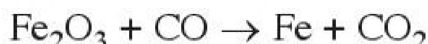
(*) "Chất" ở đây được hiểu theo nghĩa rộng, có thể là nguyên tử, phân tử hoặc ion.

đặt trước công thức các chất trong phương trình hoá học có thể thực hiện bằng nhiều phương pháp khác nhau.

Ta sẽ làm quen với một trong các phương pháp : Đó là *phương pháp thăng bằng electron*. Phương pháp này dựa trên nguyên tắc : *Tổng số electron do chất khử nhường phải đúng bằng tổng số electron mà chất oxi hoá nhận.*

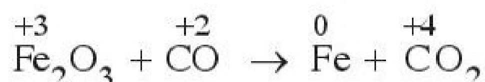
Để lập phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử theo phương pháp thăng bằng electron, ta thực hiện các bước sau đây :

Thí dụ 1 : Lập phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử sau :



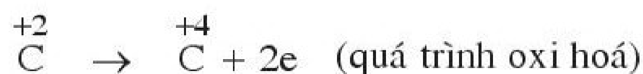
$$Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$$

Bước 1 : Xác định số oxi hoá của những nguyên tố có số oxi hoá thay đổi.



$$\overset{+3}{Fe}_2O_3 + \overset{+2}{C}O \rightarrow \overset{0}{Fe} + \overset{+4}{C}O_2$$

Bước 2 : Viết quá trình oxi hoá và quá trình khử, cân bằng mỗi quá trình.

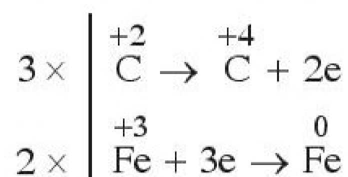


$$\overset{+2}{C} \rightarrow \overset{+4}{C} + 2e \quad \text{(quá trình oxi hoá)}$$



$$\overset{+3}{Fe} + 3e \rightarrow \overset{0}{Fe} \quad \text{(quá trình khử)}$$

Bước 3 : Tìm hệ số thích hợp sao cho *tổng số electron do chất khử nhường bằng tổng số electron mà chất oxi hoá nhận.*



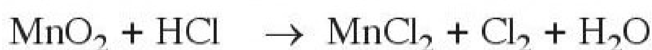
$$\begin{array}{r|l} 3\times & \overset{+2}{C} \rightarrow \overset{+4}{C} + 2e \\ 2\times & \overset{+3}{Fe} + 3e \rightarrow \overset{0}{Fe} \end{array}$$

Bước 4 : Đặt hệ số của chất oxi hoá và chất khử vào sơ đồ phản ứng. Hoàn thành phương trình hoá học.

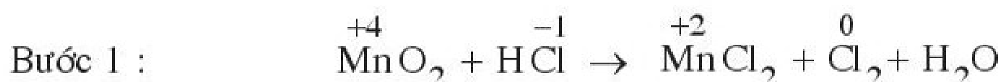


$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

Thí dụ 2 : Lập phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử sau :



$$MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$



Bước 1 : $$\overset{+4}{Mn}O_2 + H\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+2}{Mn}Cl_2 + \overset{0}{Cl}_2 + H_2O$$

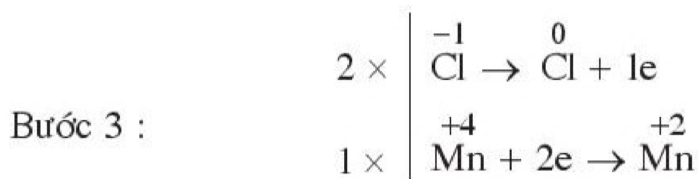


Bước 2 : $$\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{0}{Cl} + 1e$$



$$\overset{+4}{Mn} + 2e \rightarrow \overset{+2}{Mn}$$

Bước 3 :



$$2 \times \Big|\ \overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{0}{Cl} + 1e$$

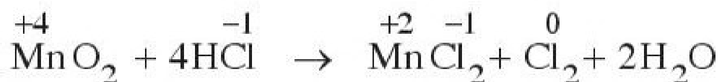
$$1 \times \Big|\ \overset{+4}{Mn} + 2e \rightarrow \overset{+2}{Mn}$$

Bước 4 :



$$MnO_2 + 2HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

Nhận thấy có hai phân tử HCl mà số oxi hoá của nguyên tố clo không thay đổi, chúng đóng vai trò là chất tạo môi trường. Phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử được viết như sau :



$$\overset{+4}{Mn}O_2 + 4H\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+2}{Mn}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{Cl_2} + 2H_2O$$

Trong phản ứng này, một số phân tử HCl là chất khử, một số phân tử HCl khác là chất tạo môi trường.

III – Ý NGHĨA CỦA PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

Phản ứng oxi hoá – khử là một trong những quá trình quan trọng nhất của thiên nhiên. Sự hô hấp, quá trình thực vật hấp thụ khí cacbonic giải phóng oxi, sự trao đổi chất và hàng loạt quá trình sinh học khác đều có cơ sở là các phản ứng oxi hoá – khử.

Sự đốt cháy nhiên liệu trong các động cơ, các quá trình điện phân, các phản ứng xảy ra trong pin và trong ăcquy đều bao gồm sự oxi hoá và sự khử. Hàng loạt quá trình sản xuất như luyện kim, chế tạo hoá chất, chất dẻo, dược phẩm, phân bón hoá học,... đều không thực hiện được nếu thiếu các phản ứng oxi hoá – khử.

BÀI TẬP

1. Một nguyên tử lưu huỳnh (S) chuyển thành ion sunfua (S^{2-}) bằng cách

A. nhận thêm một electron.

B. nhường đi một electron.

C. nhận thêm hai electron.

D. nhường đi hai electron.

Hãy tìm đáp án đúng.

2. Trong phản ứng : $Cl_2 + 2KBr \rightarrow Br_2 + 2KCl$, nguyên tố clo

A. chỉ bị oxi hoá.

B. chỉ bị khử.

C. không bị oxi hoá, cũng không bị khử.

D. vừa bị oxi hoá, vừa bị khử.

Hãy tìm đáp án đúng.

3. Trong phản ứng : $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$, nguyên tố sắt

A. bị oxi hoá.

B. bị khử.

C. không bị oxi hoá, cũng không bị khử.

D. vừa bị oxi hoá, vừa bị khử.

Hãy tìm đáp án đúng.

4. Các câu sau đây đúng hay sai ?

a) Sự đốt cháy natri trong khí clo là một phản ứng oxi hoá – khử.

b) Na_2O bao gồm các ion Na^{2+} và O^{2-}.

c) Khi tác dụng với CuO, CO là chất khử.

d) Sự oxi hoá ứng với sự giảm số oxi hoá của một nguyên tố.

e) Sự khử ứng với sự tăng số oxi hoá của một nguyên tố.

5. Tính số oxi hoá của :

a) cacbon trong CH_4, CO, C, CO_2, CO_3^{2-}, HCO_3^-.

b) lưu huỳnh trong SO_2, H_2SO_3, S^{2-}, S, SO_3^{2-}, HSO_4^-, HS^-.

c) clo trong ClO_4^-, ClO^-, Cl_2, Cl^-, ClO_3^-, Cl_2O_7.

6. Lập các phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử theo các sơ đồ dưới đây và xác định vai trò của từng chất trong phản ứng :

a) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + MnO_2 + KOH$

b) $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$

c) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$

d) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

e) $Fe_3O_4 + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + H_2O$

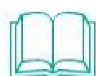
g) $Fe + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$

h) $Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$

7. Điiot pentaoxit (I_2O_5) tác dụng với cacbon monooxit tạo ra cacbon đioxit và iot.

a) Lập phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử trên.

b) Khi cho 1 lít hỗn hợp khí có chứa CO và CO_2 tham gia phản ứng thì khối lượng điiot pentaoxit bị khử là 0,50 g. Tính thành phần phần trăm về thể tích của CO trong hỗn hợp khí. Biết rằng ở điều kiện thí nghiệm, thể tích mol của chất khí V = 24 lít.

 *Tư liệu*

LẬP PHƯƠNG TRÌNH HOÁ HỌC CỦA PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ THEO PHƯƠNG PHÁP TĂNG – GIẢM SỐ OXI HOÁ

Có nhiều phương pháp lập phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử. Ngoài phương pháp thăng bằng electron như đã viết trong bài học, người ta thường dùng phương pháp tăng – giảm số oxi hoá. Phương pháp này dựa trên nguyên tắc : Trong một phản ứng oxi hoá – khử, tổng số số oxi hoá tăng bằng tổng số số oxi hoá giảm.

Các thí dụ :

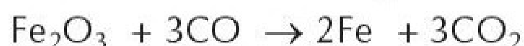


Thí dụ 1 : $\overset{+3}{Fe}_2O_3 + \overset{+2}{C}O \rightarrow \overset{0}{Fe} + \overset{+4}{C}O_2$

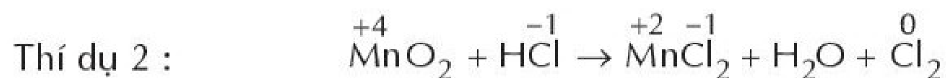
– Số oxi hoá của nguyên tố Fe giảm : –3 | × 2

– Số oxi hoá của nguyên tố C tăng : +2 | × 3

Phương trình hoá học của phản ứng được viết là :



$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$



Thí dụ 2 : $\overset{+4}{Mn}O_2 + H\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+2}{Mn}\overset{-1}{Cl_2} + H_2O + \overset{0}{Cl_2}$

Số oxi hoá của nguyên tố Mn giảm :	−2	× 1
Số oxi hoá của nguyên tố Cl tăng :	+1	× 2

Bước đầu ta có :

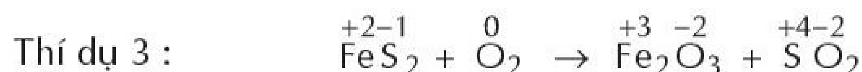


$$MnO_2 + 2HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

Phản ứng trên còn có hai phân tử HCl tham gia tạo môi trường, nên phương trình được viết là :



$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$



Thí dụ 3 : $\overset{+2}{Fe}\overset{-1}{S_2} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3} + \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2}$

Trong phân tử FeS_2 :

– Số oxi hoá của nguyên tố Fe tăng : +1

– Số oxi hoá của nguyên tố S tăng : +5 × 2 = +10

Tổng số số oxi hoá tăng :	+11	× 4
Trong phân tử O_2 số oxi hoá của O giảm : −2 × 2 =	−4	× 11

Phương trình hoá học của phản ứng được viết là :



$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

Bài 26 PHÂN LOẠI PHẢN ỨNG TRONG HOÁ HỌC VÔ CƠ

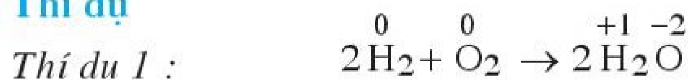
- **Trong các loại phản ứng hoá học đã biết, số oxi hoá của các nguyên tố có thay đổi hay không ?**
- **Thế nào là phản ứng hoá học toả nhiệt, phản ứng hoá học thu nhiệt ?**

Phản ứng hoá học có thể được phân loại theo nhiều cách. Chúng ta hãy làm quen với một vài cách phân loại phản ứng thường gặp trong hoá học vô cơ.

I – PHẢN ỨNG CÓ SỰ THAY ĐỔI SỐ OXI HOÁ VÀ PHẢN ỨNG KHÔNG CÓ SỰ THAY ĐỔI SỐ OXI HOÁ

1. Phản ứng hoá hợp

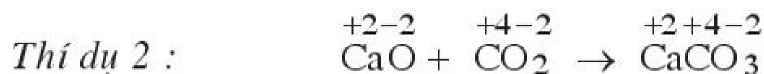
a) Thí dụ


Thí dụ 1 : $2\overset{0}{H_2} + \overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

Số oxi hoá của hiđro *tăng* từ 0 lên +1 ;

Số oxi hoá của oxi *giảm* từ 0 xuống –2.

Phản ứng này là phản ứng oxi hoá – khử.


Thí dụ 2 : $\overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O} + \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2} \rightarrow \overset{+2}{Ca}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_3}$

Số oxi hoá của tất cả các nguyên tố *không thay đổi*.

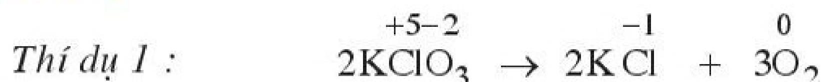
Đây không phải là phản ứng oxi hoá – khử.

b) Nhận xét

Trong phản ứng hoá hợp, số oxi hoá của các nguyên tố có thể thay đổi hoặc không thay đổi. Như vậy, phản ứng hoá hợp có thể là phản ứng oxi hoá – khử hoặc không phải là phản ứng oxi hoá – khử.

2. Phản ứng phân huỷ

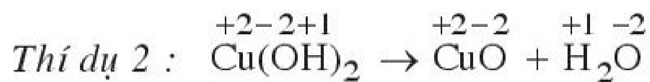
a) Thí dụ


Thí dụ 1 : $2K\overset{+5}{Cl}\overset{-2}{O_3} \rightarrow 2K\overset{-1}{Cl} + 3\overset{0}{O_2}$

Số oxi hoá của oxi *tăng* từ – 2 lên 0 ;

Số oxi hoá của clo *giảm* từ +5 xuống –1.

Đây là phản ứng oxi hoá – khử.



Thí dụ 2 : $\overset{+2}{Cu}(\overset{-2}{O}\overset{+1}{H})_2 \rightarrow \overset{+2}{Cu}\overset{-2}{O} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

Số oxi hoá của tất cả các nguyên tố *không thay đổi*.

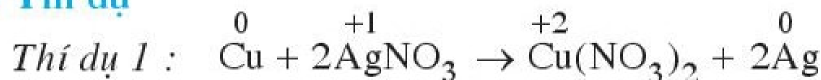
Đây không phải là phản ứng oxi hoá – khử.

b) Nhận xét

Trong phản ứng phân huỷ, số oxi hoá của các nguyên tố có thể thay đổi hoặc không thay đổi. Như vậy, phản ứng phân huỷ có thể là phản ứng oxi hoá – khử hoặc không phải là phản ứng oxi hoá – khử.

3. Phản ứng thế

a) Thí dụ

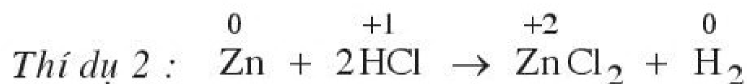


Thí dụ 1 : $\overset{0}{Cu} + 2\overset{+1}{Ag}NO_3 \rightarrow \overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{0}{Ag}$

Số oxi hoá của đồng *tăng* từ 0 lên +2 ;

Số oxi hoá của bạc *giảm* từ +1 xuống 0.

Đây là phản ứng oxi hoá – khử.



Thí dụ 2 : $\overset{0}{Zn} + 2\overset{+1}{H}Cl \rightarrow \overset{+2}{Zn}Cl_2 + \overset{0}{H_2}$

Số oxi hoá của kẽm *tăng* từ 0 lên +2 ;

Số oxi hoá của hiđro *giảm* từ +1 xuống 0.

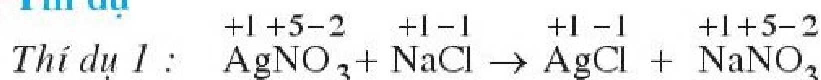
Đây là phản ứng oxi hoá – khử.

b) Nhận xét

Trong phản ứng thế, bao giờ cũng có sự thay đổi số oxi hoá của các nguyên tố. Các phản ứng thế là những phản ứng oxi hoá – khử.

4. Phản ứng trao đổi

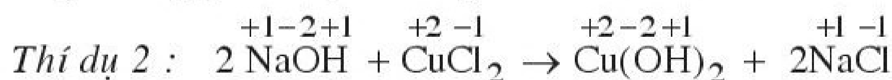
a) Thí dụ



Thí dụ 1 : $\overset{+1}{Ag}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} + \overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+1}{Ag}\overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{Na}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3}$

Số oxi hoá của tất cả các nguyên tố *không thay đổi*.

Đây không phải là phản ứng oxi hoá – khử.



Thí dụ 2 : $2\,\overset{+1}{Na}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} + \overset{+2}{Cu}\overset{-1}{Cl_2} \rightarrow \overset{+2}{Cu}(\overset{-2}{O}\overset{+1}{H})_2 + 2\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$

Số oxi hoá của tất cả các nguyên tố *không thay đổi*.

Đây không phải là phản ứng oxi hoá – khử.

b) Nhận xét

Trong phản ứng trao đổi, số oxi hoá của các nguyên tố không thay đổi. Các phản ứng trao đổi không phải là phản ứng oxi hoá – khử.

5. Kết luận

Dựa vào *sự thay đổi số oxi hoá*, có thể chia phản ứng hoá học thành hai loại :

– *Phản ứng hoá học có sự thay đổi số oxi hoá (phản ứng oxi hoá – khử).*

Phản ứng thế, một số phản ứng hoá hợp và một số phản ứng phân huỷ thuộc loại phản ứng hoá học này.

– *Phản ứng hoá học không có sự thay đổi số oxi hoá (phản ứng không phải oxi hoá – khử).*

Phản ứng trao đổi, một số phản ứng hoá hợp và một số phản ứng phân huỷ thuộc loại phản ứng hoá học này.

II – PHẢN ỨNG TOẢ NHIỆT VÀ PHẢN ỨNG THU NHIỆT

Các biến đổi hoá học đều có kèm theo sự toả ra hay sự hấp thụ năng lượng. Năng lượng kèm theo phản ứng hoá học thường ở dạng nhiệt.

1. Định nghĩa

Phản ứng toả nhiệt là phản ứng hoá học giải phóng năng lượng dưới dạng nhiệt.

Thí dụ : Phản ứng đốt cháy xăng dầu, cung cấp năng lượng để vận hành xe cộ, máy móc,...

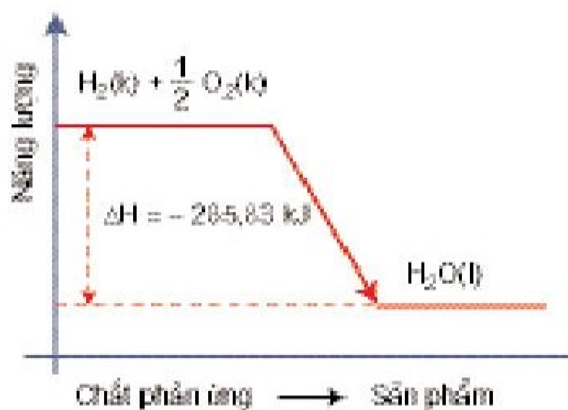
Phản ứng thu nhiệt là phản ứng hoá học hấp thụ năng lượng dưới dạng nhiệt.

Thí dụ : Khi sản xuất vôi, người ta phải liên tục cung cấp năng lượng dưới dạng nhiệt để thực hiện phản ứng phân huỷ đá vôi.

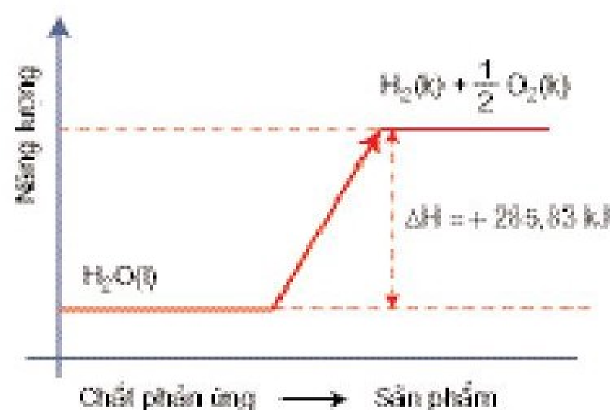
2. Phương trình nhiệt hoá học

Để chỉ lượng nhiệt kèm theo mỗi phản ứng hoá học, người ta dùng đại lượng *nhiệt phản ứng*, kí hiệu là ΔH.

Phản ứng toả nhiệt thì các chất phản ứng phải mất bớt năng lượng, vì thế *ΔH có giá trị âm* ($\Delta H < 0$). Ngược lại, ở phản ứng thu nhiệt, các chất phản ứng phải lấy thêm năng lượng để biến thành các sản phẩm, vì thế *ΔH có giá trị dương* ($\Delta H > 0$) (hình 4.1 và hình 4.2).



Hình 4.1. *Phản ứng toả nhiệt có ΔH < 0*



Hình 4.2. *Phản ứng thu nhiệt có ΔH > 0*

Nhiệt phản ứng tính bằng kJ

Phương trình hoá học có ghi thêm giá trị ΔH và trạng thái của các chất được gọi là *phương trình nhiệt hoá học*.

Thí dụ :



$$2Na\ (r) + Cl_2\ (k) \rightarrow 2NaCl\ (r)\ ; \qquad \Delta H = -822,2\ kJ$$

Giá trị ΔH = – 822,2 kJ có nghĩa là khi tạo nên 2 mol NaCl từ kim loại Na và khí Cl_2, phản ứng thoát ra 822,2 kJ(*).

BÀI TẬP

1. Trong các phản ứng hoá hợp dưới đây, phản ứng nào là phản ứng oxi hoá - khử ?

A. $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$

B. $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$

C. $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$

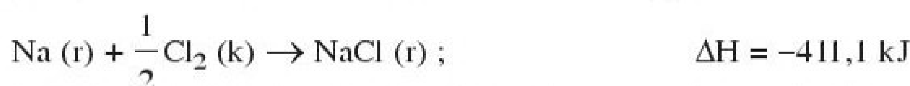
D. $BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$

2. Trong các phản ứng phân huỷ dưới đây, phản ứng nào *không phải* là phản ứng oxi hoá – khử ?

A. $2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$

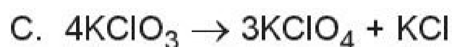
B. $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$

(*) Người ta cũng viết phương trình trên dưới dạng :



$$Na\ (r) + \frac{1}{2}Cl_2\ (k) \rightarrow NaCl\ (r)\ ; \qquad \Delta H = -411,1\ kJ$$

Giá trị –411,1 kJ của ΔH có nghĩa là khi tạo nên 1 mol (58,5 g) muối NaCl từ kim loại Na và khí clo, phản ứng thoát ra một lượng nhiệt là 411,1 kJ


C. $4KClO_3 \rightarrow 3KClO_4 + KCl$


D. $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

3. Cho bảng tóm tắt dưới đây :

Phản ứng	Sơ đồ	Thí dụ về phản ứng trong đó	
		có sự thay đổi số oxi hoá	không có sự thay đổi số oxi hoá
Hoá hợp	$A + B \rightarrow AB$		
Phân huỷ	$AB \rightarrow A + B$		
Thế	$AB + C \rightarrow AC + B$		
Trao đổi	$AB + CD \rightarrow AD + CB$		

Hãy điền các thí dụ vào ô trống, mỗi ô ghi hai phương trình hoá học (nếu có) không trùng với các phản ứng trong bài học, có ghi rõ số oxi hoá của các nguyên tố. Để trống các ô không có phản ứng thích hợp.

4. Người ta có thể tổng hợp được amoniac (NH_3) từ khí nitơ và khí hiđro.

a) Viết phương trình hoá học.

b) Số oxi hoá của các nguyên tố biến đổi như thế nào trong phản ứng hoá học đó ?

5. a) Viết phương trình hoá học của những biến đổi sau :

– Sản xuất vôi sống bằng cách nung đá vôi.

– Cho vôi sống tác dụng với nước (tôi vôi).

b) Số oxi hoá của các nguyên tố trong những phản ứng trên có biến đổi không ?

6. Glixerol trinitrat là chất nổ đinamit. Đó là một chất lỏng có công thức phân tử $C_3H_5O_9N_3$, rất không bền, bị phân huỷ tạo ra CO_2, H_2O, N_2 và O_2.

a) Viết phương trình hoá học của phản ứng phân huỷ glixerol trinitrat.

b) Hãy tính thể tích khí sinh ra khi làm nổ 1 kg chất nổ này. Biết rằng ở điều kiện phản ứng, 1 mol khí có thể tích là 50 lít.

7. Hợp chất A (không chứa clo) cháy được trong khí clo tạo ra nitơ và hiđro clorua.

a) Xác định công thức phân tử của khí A, biết rằng tỉ lệ giữa thể tích khí clo tham gia phản ứng và thể tích nitơ tạo thành là 3 : 1.

b) Viết phương trình hoá học của phản ứng giữa A và clo.

c) Tính số oxi hoá của tất cả các nguyên tố trước và sau phản ứng.

8. Cho ba thí dụ về phản ứng toả nhiệt và ba thí dụ về phản ứng thu nhiệt.

Bài 27 LUYỆN TẬP CHƯƠNG 4

- **Củng cố các khái niệm :**

– Phản ứng oxi hoá – khử, sự oxi hoá, sự khử, chất oxi hoá, chất khử.

– Phản ứng toả nhiệt, phản ứng thu nhiệt.

- **Rèn luyện kĩ năng :**

Lập phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử theo phương pháp thăng bằng electron.

A - KIẾN THỨC CẦN NẮM VỮNG

I - PHẢN ỨNG OXI HOÁ - KHỬ

Phản ứng oxi hoá – khử là phản ứng trong đó có sự *chuyển electron* giữa các chất phản ứng. Hoặc *phản ứng oxi hoá – khử* là phản ứng trong đó có sự *thay đổi số oxi hoá* của một số nguyên tố.

Trong một phản ứng oxi hoá – khử :

– Tổng số electron do chất khử nhường bằng tổng số electron mà chất oxi hoá nhận.

– *Sự oxi hoá* là sự làm *tăng số oxi hoá* của một nguyên tố.

– *Sự khử* là sự làm *giảm số oxi hoá* của một nguyên tố.

– *Chất oxi hoá* là chất chứa nguyên tố có *số oxi hoá giảm*.

– *Chất khử* là chất chứa nguyên tố có *số oxi hoá tăng*.

II - PHÂN LOẠI PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

1. Trong phản ứng hoá hợp và phản ứng phân huỷ, số oxi hoá của các nguyên tố có thể thay đổi hoặc không thay đổi. Các phản ứng hoá hợp và phản ứng phân huỷ có thể là hoặc không phải là phản ứng oxi hoá – khử.

   Trong phản ứng thế, bao giờ cũng có sự thay đổi số oxi hoá của một số nguyên tố.

   Các phản ứng thế là những phản ứng oxi hoá – khử.

   Trong phản ứng trao đổi, số oxi hoá của các nguyên tố không thay đổi.

   Các phản ứng trao đổi không phải là phản ứng oxi hoá – khử.

2. Phản ứng hoá học giải phóng năng lượng dưới dạng nhiệt là *phản ứng toả nhiệt*. Phản ứng hoá học hấp thụ năng lượng dưới dạng nhiệt là *phản ứng thu nhiệt*.

3. Lượng nhiệt kèm theo mỗi phản ứng hoá học được gọi là *nhiệt phản ứng*, kí hiệu là ΔH, tính bằng kJ.

   Nếu $\Delta H < 0$: phản ứng toả nhiệt ;

   Nếu $\Delta H > 0$: phản ứng thu nhiệt.

B – BÀI TẬP

1. Trong phản ứng hoá học sau : $Cl_2 + 6KOH \rightarrow KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$

   Cl_2 đóng vai trò gì ?

   A. Chỉ là chất oxi hoá ;

   B. Chỉ là chất khử ;

   C. Vừa là chất oxi hoá, vừa là chất khử ;

   D. Không phải chất oxi hoá, không phải chất khử.

2. Trong phản ứng hoá học sau : $3K_2MnO_4 + 2H_2O \rightarrow 2KMnO_4 + MnO_2 + 4KOH$, nguyên tố mangan :

   A. chỉ bị oxi hoá.

   B. chỉ bị khử.

   C. vừa bị oxi hoá, vừa bị khử.

   D. không bị oxi hoá, không bị khử.

   Tìm đáp án đúng.

3. Những câu sau đây là đúng hay sai ?

   A. Nhiên liệu là chất oxi hoá.

   B. Khi đốt cháy hoàn toàn một hiđrocacbon, nguyên tố cacbon chuyển thành cacbon monooxit.

   C. Sự chuyển một chất từ trạng thái lỏng sang trạng thái rắn là một biến đổi vật lí toả nhiệt.

   D. Sự bay hơi là một biến đổi hoá học.

4. Hãy nêu thí dụ về phản ứng phân huỷ tạo ra :

   a) Hai đơn chất ;

   b) Hai hợp chất ;

   c) Một đơn chất và một hợp chất.

   Hãy cho biết các phản ứng đó có phải là phản ứng oxi hoá – khử hay không ? Giải thích.

5. Hãy nêu ra thí dụ về phản ứng hoá hợp của :

   a) Hai đơn chất ;

b) Hai hợp chất ;

c) Một đơn chất và một hợp chất.

Hãy cho biết các phản ứng đó có phải là phản ứng oxi hoá – khử hay không ? Giải thích.

6. Hãy nêu thí dụ về phản ứng tạo ra muối :

a) Từ hai đơn chất ;

b) Từ hai hợp chất ;

c) Từ một đơn chất và một hợp chất.

Hãy cho biết các phản ứng đó có phải là phản ứng oxi hoá – khử hay không ? Giải thích.

7. NaOH có thể được điều chế bằng :

a) Một phản ứng hoá hợp ;

b) Một phản ứng thế ;

c) Một phản ứng trao đổi.

– Hãy dẫn ra phản ứng hoá học cho mỗi trường hợp trên.

– Hãy cho biết các phản ứng đó có phải là phản ứng oxi hoá – khử hay không ? Giải thích.

8. Hãy cho biết số oxi hoá của nitơ trong các phân tử và ion dưới đây :

Đinitơ oxit N_2O ;	Axit nitric HNO_3 ;	Ion nitrit NO_2^- ;
Hiđrazin N_2H_4 ;	Hiđroxylamin NH_2OH ;	Amoniac NH_3
Nitơ đioxit NO_2 ;	Ion nitrat NO_3^- ;	Ion hiđrazini $N_2H_5^+$
Axit nitrơ HNO_2 ;	Đinitơ pentaoxit N_2O_5 ;	Ion amoni NH_4^+
Khí nitơ N_2 ;	Nitơ monooxit NO ;	Đinitơ tetraoxit N_2O_4.

9. Lập phương trình hoá học của các phản ứng oxi hoá – khử dưới đây :

a) $NaClO + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NaCl + K_2SO_4 + H_2O$

b) $Cr_2O_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KNO_2 + H_2O$

c) $Al + Fe_3O_4 \rightarrow Al_2O_3 + Fe$

d) $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$

e) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

10. Hoàn thành các phương trình hoá học dưới đây :

a) $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + ...$

b) $SO_2 + HNO_3 + H_2O \rightarrow NO + ...$

c) $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + NO + H_2SO_4$

11. Cho kali iotua tác dụng với kali pemanganat trong dung dịch axit sunfuric, người ta thu được 1,2 g mangan(II) sunfat.

a) Tính số gam iot tạo thành.

b) Tính khối lượng kali iotua tham gia phản ứng.

Bài 28 BÀI THỰC HÀNH SỐ 2
PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

- **Luyện tập kĩ năng thực hành thí nghiệm : Thao tác và quan sát các hiện tượng xảy ra trong khi làm thí nghiệm.**
- **Vận dụng kiến thức đã học để giải thích các hiện tượng xảy ra trong các phản ứng oxi hoá – khử.**

I – NỘI DUNG THÍ NGHIỆM VÀ CÁCH TIẾN HÀNH

Thí nghiệm 1 : *Phản ứng giữa kim loại và dung dịch axit.*

Cho vào ống nghiệm khoảng 2 ml dung dịch axit sunfuric loãng, rồi bỏ tiếp vào ống một viên kẽm nhỏ.

Quan sát và giải thích hiện tượng xảy ra. Viết phương trình hoá học của phản ứng và cho biết vai trò từng chất trong phản ứng.

Thí nghiệm 2 : *Phản ứng giữa kim loại và dung dịch muối.*

Cho vào ống nghiệm khoảng 2 ml dung dịch $CuSO_4$ loãng. Thả vào ống một đinh sắt đã được đánh sạch bề mặt. Để yên ống nghiệm khoảng 10 phút.

Quan sát và giải thích hiện tượng xảy ra. Viết phương trình hoá học và cho biết vai trò của từng chất trong phản ứng.

Thí nghiệm 3 : *Phản ứng oxi hoá - khử giữa Mg và CO_2.*

Lấy một băng magie (kẹp bằng kẹp sắt) đem châm lửa trong không khí rồi đưa vào trong bình có chứa khí CO_2 (đáy bình có một ít cát để bảo vệ bình).

Quan sát phản ứng xảy ra, dễ dàng thấy tạo ra bột trắng (magie oxit) và muội đen của cacbon.

Viết phương trình hoá học. Xác định số oxi hoá của các nguyên tố và nêu rõ nguyên tố nào bị oxi hoá, nguyên tố nào bị khử.

Từ thí nghiệm trên, hãy cho biết : Có thể dập tắt magie đang cháy bằng bình phun khí CO_2 hay không ?

Thí nghiệm 4 : *Phản ứng oxi hoá - khử trong môi trường axit.*

Rót vào ống nghiệm 2 ml dung dịch $FeSO_4$, thêm vào đó 1 ml dung dịch H_2SO_4. Nhỏ vào ống nghiệm từng giọt dung dịch $KMnO_4$, lắc nhẹ ống nghiệm sau mỗi lần thêm.

Quan sát và giải thích hiện tượng xảy ra. Viết phương trình hoá học của phản ứng và cho biết vai trò của từng chất trong phản ứng.

II – VIẾT TƯỜNG TRÌNH

Chương 5

NHÓM HALOGEN

✓ Nhóm halogen gồm những nguyên tố nào ? Vị trí của chúng trong bảng tuần hoàn có liên quan thế nào với cấu tạo của nguyên tử và phân tử các halogen ?

✓ Các đơn chất và hợp chất của halogen có những tính chất cơ bản nào ? Giải thích những tính chất đó trên cơ sở lí thuyết đã học.

✓ Làm thế nào điều chế được các halogen và một số hợp chất quan trọng của halogen ?



Ngọn lửa pháo hoa có mầu sắc rực rỡ, là kết quả của phản ứng hoá học giữa nhiều chất rắn trong đó có kali clorat.

Bài 29

KHÁI QUÁT VỀ NHÓM HALOGEN

- **Nhóm halogen gồm những nguyên tố nào ? Vị trí của chúng trong bảng tuần hoàn ?**
- **Cấu hình electron nguyên tử và cấu tạo phân tử halogen có đặc điểm gì ?**
- **Những tính chất cơ bản của các halogen là gì ? Vì sao các halogen có những tính chất đó ?**

I – NHÓM HALOGEN TRONG BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ

Nhóm VIIA trong bảng tuần hoàn gồm 5 nguyên tố : Flo (ô số 9, thuộc chu kì 2), clo (ô số 17, thuộc chu kì 3), brom (ô số 35, thuộc chu kì 4), iot (ô số 53, thuộc chu kì 5) và atatin (ô số 85, thuộc chu kì 6).

Cả 5 nguyên tố trên đều đứng ở *cuối chu kì, ngay trước khí hiếm*. Chúng được gọi là các *halogen* (tiếng La Tinh nghĩa là *sinh ra muối*).

Atatin không gặp trong thiên nhiên. Nó được điều chế nhân tạo bằng các phản ứng hạt nhân. Atatin được nghiên cứu trong nhóm các nguyên tố phóng xạ.

Như vậy *nhóm halogen* được nghiên cứu ở đây bao gồm *flo, clo, brom* và *iot*.

II – CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ VÀ CẤU TẠO PHÂN TỬ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ TRONG NHÓM HALOGEN

Lớp electron ngoài cùng của nguyên tử các halogen có 7 electron : 2 electron trên obitan s và 5 electron trên các obitan p. Như vậy, cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các halogen là ns^2np^5 (n là số thứ tự của lớp ngoài cùng).

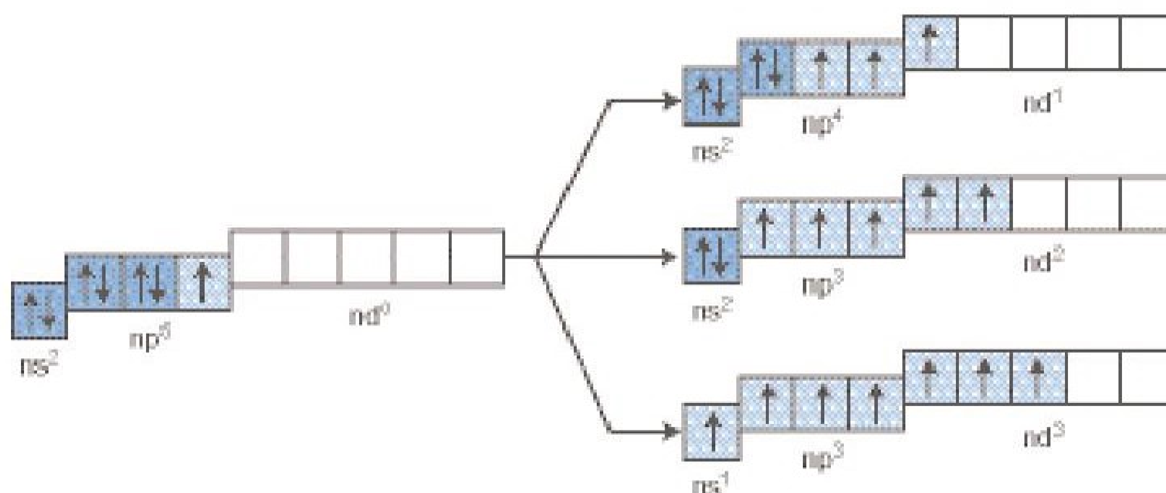


Từ flo đến iot, số lớp electron tăng dần và electron lớp ngoài cùng càng xa hạt nhân hơn.

Ở trạng thái cơ bản, nguyên tử các halogen đều có *một electron độc thân*.

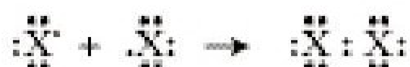
Lớp electron ngoài cùng của nguyên tử flo là lớp thứ hai nên không có phân lớp d. Nguyên tử clo, brom và iot có phân lớp d còn trống, khi được kích thích, 1, 2 hoặc 3 electron có thể chuyển đến những obitan d còn trống :

Electron lớp ngoài cùng ở trạng thái cơ bản   Electron lớp ngoài cùng ở trạng thái kích thích

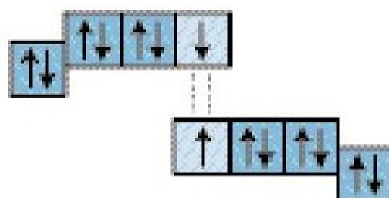


Như vậy, ở các trạng thái kích thích, *nguyên tử clo, brom hoặc iot có thể có 3, 5 hoặc 7 electron độc thân*. Điều này góp phần giải thích khả năng tồn tại các trạng thái oxi hoá của clo, brom, iot.

Đơn chất halogen không phải là những nguyên tử riêng rẽ mà là những phân tử : Hai nguyên tử halogen X kết hợp với nhau bằng liên kết cộng hoá trị *tạo thành phân tử* X_2 :



Công thức cấu tạo : X – X



Năng lượng liên kết X – X của phân tử X_2 *không lớn* (từ 151 đến 243 kJ/mol), nên các *phân tử halogen tương đối dễ tách thành hai nguyên tử*.

III – KHÁI QUÁT VỀ TÍNH CHẤT CỦA CÁC HALOGEN

1. Tính chất vật lí

Trong nhóm halogen, các tính chất vật lí như : Trạng thái tập hợp, màu sắc, nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi,... *biến đổi có quy luật*.

Bảng 5.1

Một số đặc điểm của các halogen

Nguyên tố	Số hiệu nguyên tử	Cấu hình electron lớp ngoài cùng	Bán kính nguyên tử (nm)	Bán kính ion X^- (nm)	Năng lượng liên kết X–X, (25°C, 1atm) (kJ/mol)	Độ âm điện	Trạng thái tập hợp của đơn chất (20°C)	Màu sắc	Nhiệt độ nóng chảy (°C)	Nhiệt độ sôi (°C)
F	9	$2s^22p^5$	0,064	0,136	159	3,98	khí	lục nhạt	−219,6	−188,1
Cl	17	$3s^23p^5$	0,099	0,181	243	3,16	khí	vàng lục	−101,0	−34,1
Br	35	$4s^24p^5$	0,114	0,196	192	2,96	lỏng	nâu đỏ	−7,3	59,2
I	53	$5s^25p^5$	0,133	0,220	151	2,66	rắn	đen tím	113,6	185,5

Flo không tan trong nước vì nó phân huỷ nước rất mạnh. Các halogen khác *tan tương đối ít trong nước* và tan nhiều trong một số dung môi hữu cơ.

2. Tính chất hoá học

Vì lớp electron ngoài cùng có cấu hình tương tự nhau nên các halogen có nhiều điểm *giống nhau về tính chất hoá học của đơn chất cũng như về thành phần và tính chất của các hợp chất*.

Nguyên tử halogen X với 7 electron lớp ngoài cùng *dễ dàng thu thêm 1 electron* để tạo thành ion âm X^- có cấu hình electron của khí hiếm liền kề trong bảng tuần hoàn :



$$\underset{...ns^2np^5}{X} + 1e \rightarrow \underset{...ns^2np^6}{X^-}$$

Các halogen có *độ âm điện lớn*. Độ âm điện của flo (bằng 3,98) là lớn nhất trong tất cả các nguyên tố hoá học. Từ flo đến clo, brom và iot, *bán kính nguyên tử* tăng dần và *độ âm điện* giảm dần.

Halogen là những phi kim điển hình, chúng là những chất oxi hoá mạnh. Khả năng oxi hoá của các halogen giảm dần từ flo đến iot.

Trong các hợp chất, flo luôn luôn có *số oxi hoá* −1, các halogen khác ngoài số oxi hoá −1 còn có các số oxi hoá +1, +3, +5, +7.

Những điều khái quát kể trên sẽ được thấy rõ ràng và cụ thể hơn qua các bài học về từng nguyên tố halogen.

BÀI TẬP

1. So sánh cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố flo, clo, brom, iot.

2. Các halogen giống nhau như thế nào về tính chất hoá học ? Giải thích.

3. Các halogen khác nhau như thế nào về tính chất hoá học ? Giải thích.

4. Từ bảng 5.1, hãy nhận xét về sự biến đổi một số đặc điểm sau đây của các halogen :

a) Nhiệt độ nóng chảy ;

b) Nhiệt độ sôi ;

c) Màu sắc ;

d) Độ âm điện.

5. Vì sao trong các hợp chất, nguyên tố flo luôn luôn có số oxi hoá âm còn các halogen khác ngoài số oxi hoá âm còn có số oxi hoá dương ?

6. Atatin (số hiệu nguyên tử bằng 85) cũng ở nhóm VIIA như các halogen. Hãy dự đoán xem atatin có tính oxi hoá mạnh hơn hay yếu hơn so với iot. Giải thích.

Bài 30 CLO

- **Clo có những tính chất vật lí và hoá học đặc trưng nào ? Hãy xem xét những tính chất đó theo lí thuyết đã học.**
- **Clo có những ứng dụng gì và được điều chế như thế nào ?**

I – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

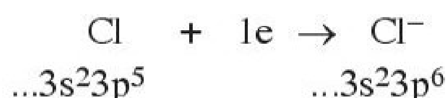
Ở điều kiện bình thường, clo là chất khí màu vàng lục, mùi xốc, nặng hơn không khí 2,5 lần ($d = \frac{71}{29} \approx 2,5$). Dưới áp suất thường, clo hoá lỏng ở –33,6°C và hoá rắn ở –101,0°C ; clo rất dễ hoá lỏng ở áp suất cao.

Khí clo tan vừa phải trong nước (ở 20°C, 1 lít nước hoà tan khoảng 2,5 lít khí clo). Dung dịch clo trong nước gọi là *nước clo* có màu vàng nhạt. Khi để lâu, nước clo bị biến đổi do phản ứng của clo với nước (xem phần II). Clo tan nhiều trong dung môi hữu cơ, nhất là hexan và cacbon tetraclorua.

Khí clo *rất độc*, nó phá hoại niêm mạc đường hô hấp. Cần phải cẩn thận khi tiếp xúc với khí clo.

II – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Nguyên tử clo rất dễ thu một electron để trở thành anion Cl^- có cấu hình electron giống khí hiếm agon :



$$\underset{...3s^23p^5}{Cl} + 1e \rightarrow \underset{...3s^23p^6}{Cl^-}$$

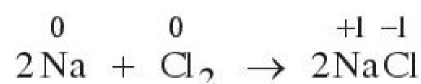
Clo có *độ âm điện lớn* (3,16), chỉ đứng sau flo (3,98) và oxi (3,44), vì vậy trong hợp chất với các nguyên tố này clo có số oxi hoá dương (+1, +3, +5, +7) còn trong hợp chất với các nguyên tố khác *clo có số oxi hoá âm (–1)*.

Do vậy, *clo là phi kim rất hoạt động, là chất oxi hoá mạnh*. Trong một số phản ứng, clo cũng *thể hiện tính khử*.

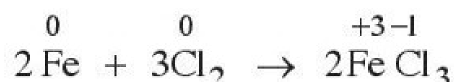
Những phản ứng dưới đây sẽ minh hoạ cho nhận xét trên.

1. Tác dụng với kim loại

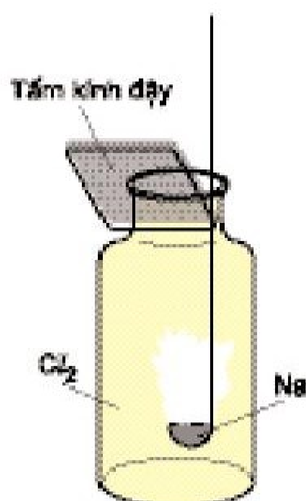
Clo oxi hoá được hầu hết các kim loại. Phản ứng xảy ra với tốc độ nhanh, toả nhiều nhiệt :



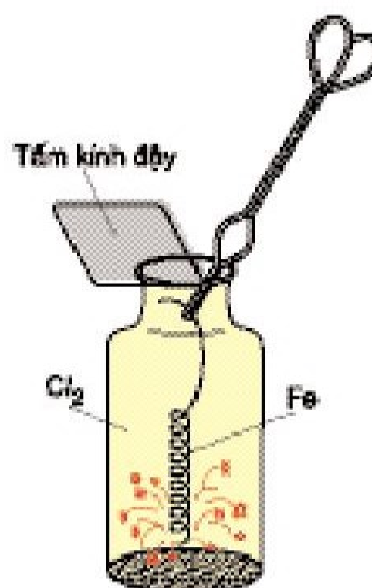
$$2\overset{0}{Na} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$$



$$2\overset{0}{Fe} + 3\overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3}$$



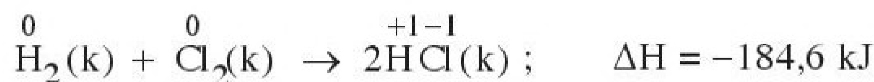
Hình 5.1. *Natri cháy trong clo với ngọn lửa sáng*



Hình 5.2. *Sợi dây sắt nung đỏ cháy trong clo*

2. Tác dụng với hiđro

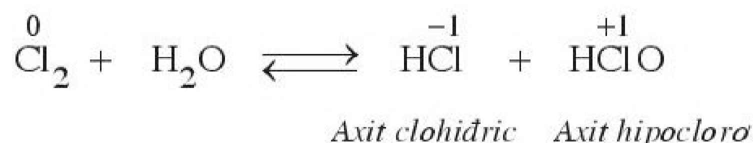
Ở nhiệt độ thường và trong bóng tối, clo oxi hoá chậm hiđro. Nhưng nếu được chiếu sáng mạnh hoặc hơ nóng, phản ứng xảy ra nhanh. Nếu tỉ lệ số mol $H_2 : Cl_2 = 1 : 1$ thì hỗn hợp sẽ nổ mạnh :



$$\overset{0}{H_2}(k) + \overset{0}{Cl_2}(k) \rightarrow 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}(k) ; \quad \Delta H = -184,6 \text{ kJ}$$

3. Tác dụng với nước và với dung dịch kiềm

Khi tan vào nước, một phần clo tác dụng chậm với nước theo phản ứng thuận nghịch(*).

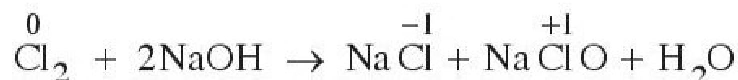


$$\overset{0}{Cl_2} + H_2O \rightleftarrows \overset{-1}{HCl} + \overset{+1}{HClO}$$

Axit clohiđric　*Axit hipoclorơ*

Axit hipoclorơ có tính oxi hoá rất mạnh, nó phá huỷ các chất màu, vì thế clo ẩm có tác dụng tẩy màu.

Với dung dịch kiềm, clo phản ứng dễ dàng hơn tạo thành dung dịch hỗn hợp muối của các axit HCl và HClO :

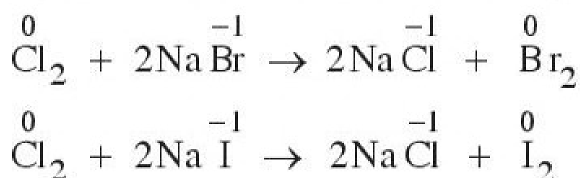


$$\overset{0}{Cl_2} + 2NaOH \rightarrow Na\overset{-1}{Cl} + Na\overset{+1}{Cl}O + H_2O$$

Trong các phản ứng trên, *nguyên tố clo vừa là chất oxi hoá, vừa là chất khử*. Đó là những *phản ứng tự oxi hoá – khử*.

4. Tác dụng với muối của các halogen khác

Clo không oxi hoá được ion F^- trong các muối florua nhưng oxi hoá dễ dàng ion Br^- trong dung dịch muối bromua và ion I^- trong dung dịch muối iotua :



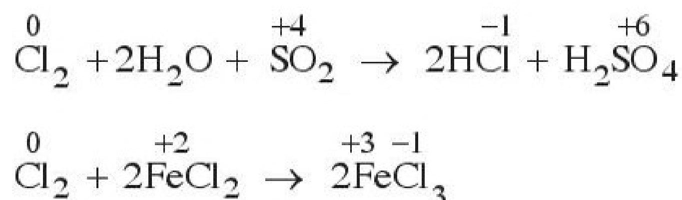
$$\overset{0}{Cl_2} + 2Na\overset{-1}{Br} \rightarrow 2Na\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Br_2}$$

$$\overset{0}{Cl_2} + 2Na\overset{-1}{I} \rightarrow 2Na\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{I_2}$$

Điều này chứng minh trong nhóm halogen, tính oxi hoá của clo mạnh hơn brom và iot.

5. Tác dụng với các chất khử khác

Clo oxi hoá được nhiều chất. Thí dụ :



$$\overset{0}{Cl_2} + 2H_2O + \overset{+4}{S}O_2 \rightarrow 2H\overset{-1}{Cl} + H_2\overset{+6}{S}O_4$$

$$\overset{0}{Cl_2} + 2\overset{+2}{Fe}Cl_2 \rightarrow 2\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3}$$

(*) Phản ứng thuận nghịch là phản ứng xảy ra đồng thời theo hai chiều ngược nhau.

III – ỨNG DỤNG

Clo được dùng để sát trùng nước trong hệ thống cung cấp nước sạch, khi xử lí nước thải. Clo cũng dùng để tẩy trắng sợi, vải, giấy. Những ứng dụng này tiêu thụ khoảng 20% lượng clo được sản xuất.

Clo là nguyên liệu để sản xuất nhiều hợp chất vô cơ và hữu cơ. Nó được dùng để sản xuất axit clohiđric, clorua vôi, ... Gần 70% lượng clo được dùng trong sản xuất các hoá chất hữu cơ. Những sản phẩm hữu cơ chứa clo có ý nghĩa to lớn. Những dung môi như đicloetan, cacbon tetraclorua được dùng rộng rãi để chiết chất béo, khử dầu mỡ trên kim loại. Một số chất hữu cơ chứa clo được dùng làm thuốc diệt côn trùng bảo vệ thực vật. Từ những sản phẩm hữu cơ chứa clo, người ta chế tạo được nhiều chất dẻo, sợi tổng hợp, cao su tổng hợp, da giả, ...

Hiện nay, clo cùng với axit sunfuric, amoniac, xôđa, ... được xếp vào số những sản phẩm quan trọng nhất do công nghiệp hoá chất sản xuất.

IV – TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

Về trữ lượng trong lớp vỏ trái đất, clo đứng thứ 11 trong tất cả các nguyên tố hoá học và đứng thứ nhất trong các halogen. Trong tự nhiên, nguyên tố clo gồm các đồng vị bền $^{35}_{17}Cl(75,77\%)$ và $^{37}_{17}Cl(24,23\%)$ nên có nguyên tử khối trung bình là 35,5.

Do hoạt động hoá học mạnh, clo chỉ tồn tại trong tự nhiên ở dạng hợp chất, chủ yếu là muối clorua. Hợp chất tự nhiên quan trọng nhất của clo là natri clorua. Khối lượng chủ yếu của natri clorua chứa trong nước biển và đại dương (1 lít nước biển có khoảng 30 gam NaCl). Natri clorua còn được thấy ở dạng rắn gọi là muối mỏ. Kali clorua cũng khá phổ biến trong tự nhiên, có trong các khoáng vật như cacnalit $KCl.MgCl_2.6H_2O$ và xinvinit NaCl.KCl.

V – ĐIỀU CHẾ

Nguyên tắc điều chế clo là oxi hoá ion Cl^- thành Cl_2.

1. Trong phòng thí nghiệm

Clo được điều chế từ axit clohiđric đặc. Để oxi hoá ion Cl^-, cần chất oxi hoá mạnh như MnO_2, $KMnO_4$, $KClO_3$, ...



$$MnO_2 + 4HCl \xrightarrow{t^o} MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2\uparrow$$

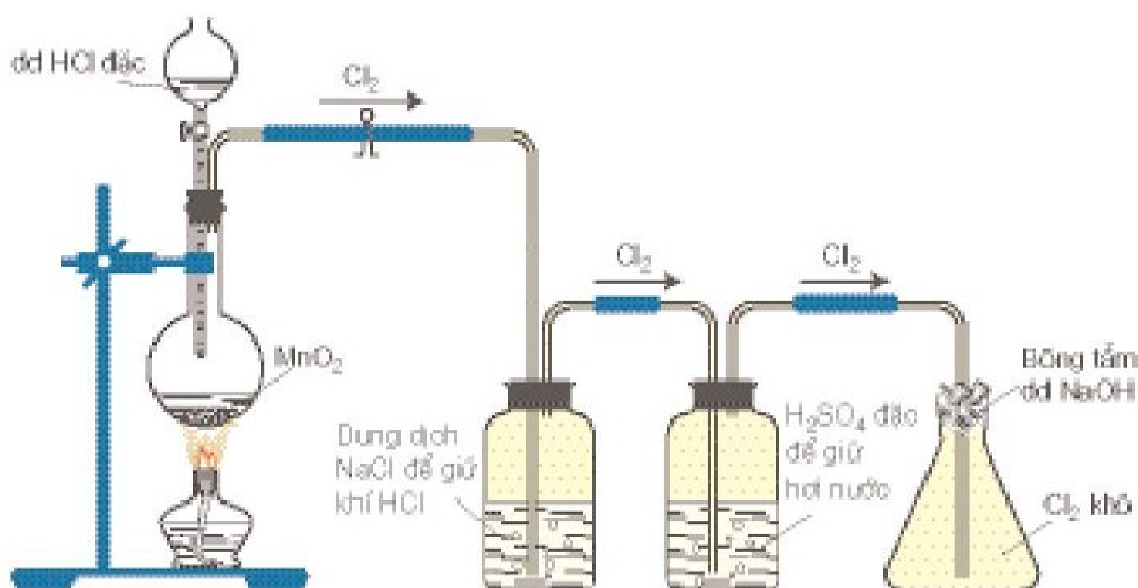


$$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2\uparrow$$



$$KClO_3 + 6HCl \rightarrow KCl + 3H_2O + 3Cl_2\uparrow$$

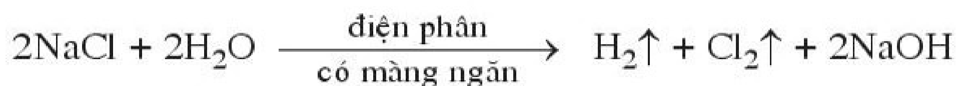
Nếu chất oxi hoá là MnO_2 thì cần phải đun nóng, còn chất oxi hoá là $KMnO_4$ hoặc $KClO_3$ phản ứng xảy ra ở nhiệt độ thường.



Hình 5.3. *Điều chế và thu khí clo trong phòng thí nghiệm*

2. Trong công nghiệp

Clo được sản xuất bằng *phương pháp điện phân* dung dịch natri clorua bão hoà có màng ngăn. Trong bình điện phân, nhờ tác dụng của dòng điện một chiều, ion Cl^- bị oxi hoá thành Cl_2 thoát ra ở cực dương (anot), còn ở cực âm (catot) nước bị khử, người ta thu được khí H_2 và dung dịch NaOH. Cần có một màng ngăn xốp giữa hai điện cực để khí clo không tiếp xúc với dung dịch NaOH. Phương trình điện phân có thể viết như sau :



$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow[\text{có màng ngăn}]{\text{điện phân}} H_2\uparrow + Cl_2\uparrow + 2NaOH$$

Trong công nghiệp, clo được sản xuất như là một sản phẩm phụ của công nghiệp sản xuất xút bằng điện phân dung dịch NaCl có màng ngăn.

BÀI TẬP

1. Tìm câu đúng trong các câu sau đây :

   A. Clo là chất khí không tan trong nước.

   B. Clo có số oxi hoá –1 trong mọi hợp chất.

   C. Clo có tính oxi hoá mạnh hơn brom và iot.

   D. Clo tồn tại trong tự nhiên dưới dạng đơn chất và hợp chất.

2. Hãy nêu những phản ứng hoá học để chứng tỏ rằng clo là một chất oxi hoá rất mạnh. Vì sao clo có tính chất đó ?

3. Cho 69,6 g mangan đioxit tác dụng hết với dung dịch axit clohiđric đặc. Toàn bộ lượng clo sinh ra được hấp thụ hết vào 500 ml dung dịch NaOH 4M. Hãy xác định nồng độ mol của từng chất trong dung dịch thu được sau phản ứng. Coi thể tích dung dịch không thay đổi.

4. Hoàn thành các phương trình hoá học dưới đây và nêu rõ vai trò của clo trong mỗi phản ứng :

   a) $FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$

   b) $Cl_2 + SO_2 + H_2O \rightarrow HCl + H_2SO_4$

   c) $KOH + Cl_2 \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$

   d) $Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow Ca(ClO)_2 + CaCl_2 + H_2O$.

Bài 31 HIĐRO CLORUA – AXIT CLOHIĐRIC

- **Hợp chất của clo với hiđro, khí hiđro clorua và dung dịch của nó trong nước (dung dịch axit clohiđric) có những tính chất vật lí và hoá học gì và được điều chế như thế nào ?**
- **Làm thế nào để nhận biết ion clorua ?**

I – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

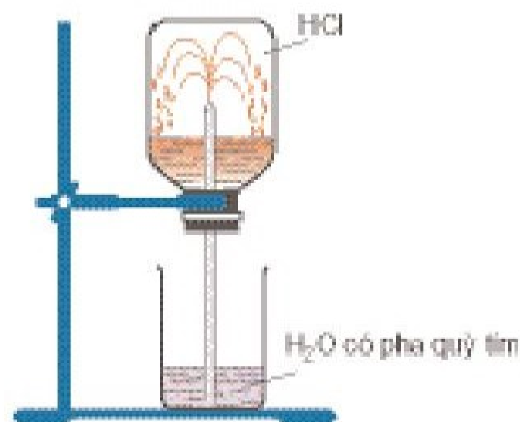
Hiđro clorua (HCl) là chất khí không màu, mùi xốc, nặng hơn không khí ($d = \frac{36,5}{29} \approx 1,26$). Trong không khí ẩm nó tạo thành các hạt nhỏ như sương mù.

Hiđro clorua hoá lỏng ở $-85,1^{o}C$ và hoá rắn ở $-114,2^{o}C$.

Hiđro clorua rất độc, nồng độ cho phép của hiđro clorua trong không khí là 0,005 mg/l.

Để tìm hiểu tính tan của hiđro clorua trong nước, chúng ta quan sát thí nghiệm sau :

Lấy một bình thuỷ tinh trong suốt nạp đầy khí hiđro clorua, đậy bình bằng nút cao su có một ống thuỷ tinh vuốt nhọn xuyên qua. Nhúng một đầu ống thuỷ tinh vào cốc thuỷ tinh chứa nước có pha vài giọt dung dịch quỳ *màu tím*. Một lát sau, nước trong cốc theo ống *phun* vào bình thành những tia nước có *màu đỏ*.



Hình 5.4. *Thí nghiệm về tính tan của hiđro clorua*

Vì sao nước lại phun vào bình ? Đó là do khí hiđro clorua tan rất nhiều vào nước làm giảm áp suất trong bình và nước bị hút vào bình. Quỳ tím chuyển thành màu đỏ chứng tỏ dung dịch có tính axit.

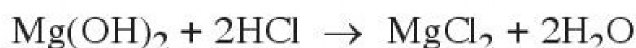
Như vậy, *khí hiđro clorua tan nhiều trong nước tạo thành dung dịch axit*. Ở 0°C, một thể tích nước hoà tan được gần 500 thể tích khí HCl. Dung dịch thu được gọi là dung dịch *axit clohiđric*.

Dung dịch axit clohiđric đặc là một chất lỏng không màu, mùi xốc, "bốc khói" trong không khí ẩm. Ở 20°C, dung dịch HCl đặc nhất có nồng độ 37% và có khối lượng riêng 1,19 g/ml. Khi đun nóng dung dịch axit clohiđric đặc, đầu tiên hiđro clorua bay ra cùng với một lượng nhỏ hơi nước. Đến khi nồng độ dung dịch còn 20,2% thì HCl và H_2O tạo thành hỗn hợp đẳng phí, sôi ở 110°C.

II – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Khí hiđro clorua *khô* không làm quỳ tím đổi màu, không tác dụng được với $CaCO_3$ để giải phóng khí CO_2, tác dụng rất khó khăn với kim loại. Dung dịch hiđro clorua trong benzen cũng có tính chất tương tự hiđro clorua khô.

Dung dịch hiđro clorua trong nước (dung dịch axit clohiđric) là một *dung dịch axit mạnh*. Những tính chất chung của một axit (làm đỏ quỳ tím, tác dụng với bazơ, oxit bazơ, tác dụng với muối, tác dụng với kim loại) đều thể hiện rõ nét ở dung dịch axit HCl :



$$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$



$$CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$$

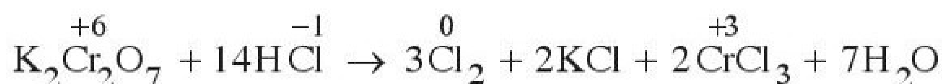


$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

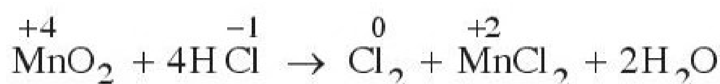


$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$

Trong phân tử HCl, clo có số oxi hoá –1. Đây là trạng thái oxi hoá thấp nhất của clo. Do đó, HCl (ở thể khí và trong dung dịch) còn thể hiện *tính khử* khi tác dụng với các chất oxi hoá mạnh. Thí dụ :



$$K_2\overset{+6}{Cr_2}O_7 + 14H\overset{-1}{Cl} \rightarrow 3\overset{0}{Cl_2} + 2KCl + 2\overset{+3}{Cr}Cl_3 + 7H_2O$$



$$\overset{+4}{Mn}O_2 + 4H\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{0}{Cl_2} + \overset{+2}{Mn}Cl_2 + 2H_2O$$

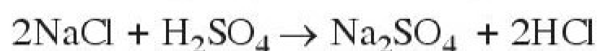
III – ĐIỀU CHẾ

1. Trong phòng thí nghiệm

Người ta điều chế khí hiđro clorua từ NaCl rắn và axit sunfuric đậm đặc :



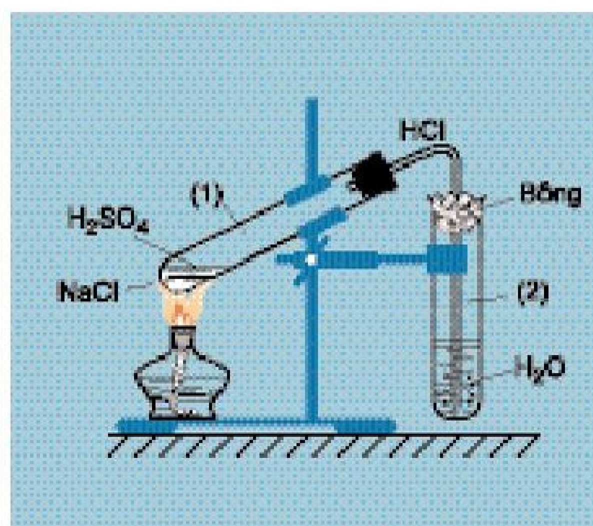
$$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl$$



$$2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

Phản ứng thứ nhất xảy ra ở nhiệt độ thường hoặc đun nóng không quá 250°C, phản ứng thứ hai xảy ra ở nhiệt độ cao hơn 400°C.

Hoà tan khí HCl vào nước cất, ta được dung dịch axit clohiđric.



Hình 5.5. *Điều chế axit clohiđric trong phòng thí nghiệm*

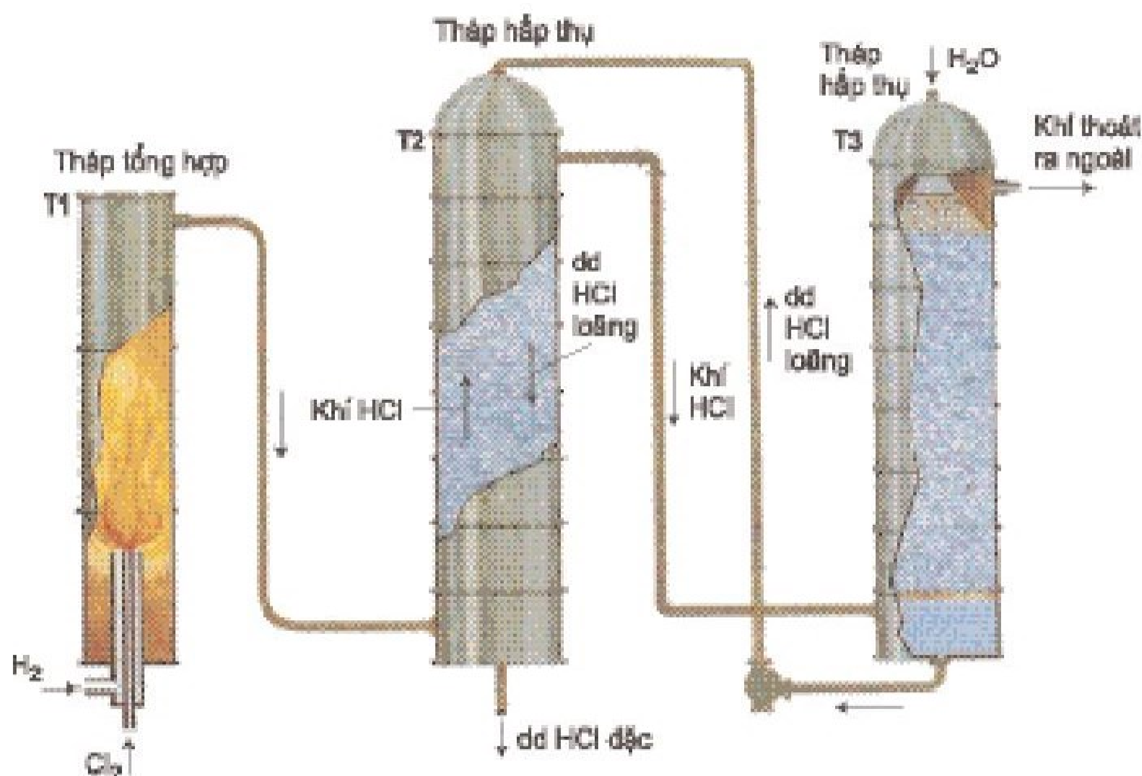
2. Trong công nghiệp

a) Trong công nghiệp, người ta cũng sản xuất axit clohiđric từ NaCl và H_2SO_4 đặc. Phương pháp này gọi là *phương pháp sunfat*.

b) Để thu được HCl tinh khiết, người ta sản xuất HCl bằng *phương pháp tổng hợp* từ hiđro và clo (thu được khi điện phân dung dịch NaCl có màng ngăn) (hình 5.6) :



$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$



Hình 5.6. *Sơ đồ thiết bị sản xuất axit clohiđric trong công nghiệp*

Cần đốt để khơi mào cho phản ứng xảy ra trong buồng đốt T1 (làm bằng than chì hay thạch anh), sau đó phản ứng tự xảy ra (phản ứng toả nhiệt).

Khí HCl được nước hấp thụ ở hai tháp hấp thụ T2 và T3 theo nguyên tắc ngược dòng tạo ra dung dịch axit clohiđric đặc.

c) Ngày nay, một lượng lớn HCl thu được trong công nghiệp từ quá trình *clo hoá các chất hữu cơ* (chủ yếu là các hiđrocacbon).

IV – MUỐI CỦA AXIT CLOHIĐRIC. NHẬN BIẾT ION CLORUA

1. Muối của axit clohiđric

Muối clorua là muối của axit clohiđric.

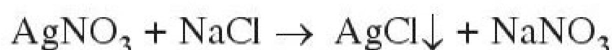
Đa số muối clorua dễ tan trong nước, một vài muối clorua hầu như không tan, đó là AgCl, $PbCl_2$, CuCl, Hg_2Cl_2 (riêng $PbCl_2$ tan khá nhiều trong nước nóng).

Một số muối clorua dễ bay hơi ở nhiệt độ cao như đồng(II) clorua, sắt(III) clorua, thiếc(IV) clorua, ...

Nhiều muối clorua có ứng dụng quan trọng. Natri clorua dùng làm muối ăn và làm nguyên liệu sản xuất clo, natri hiđroxit, axit clohiđric. Kali clorua dùng làm phân bón. Kẽm clorua dùng để chống mục gỗ và dùng bôi lên bề mặt kim loại trước khi hàn vì nó có tác dụng tẩy gỉ, làm chắc mối hàn. Nhôm clorua là chất xúc tác quan trọng trong tổng hợp hữu cơ, bari clorua dùng để trừ sâu bệnh trong nông nghiệp, ...

2. Nhận biết ion clorua

Hãy quan sát thí nghiệm (hình 5.7) : Nhỏ vài giọt dung dịch $AgNO_3$ vào dung dịch muối clorua hoặc dung dịch HCl, ta thấy xuất hiện kết tủa màu trắng không tan trong các axit mạnh :



$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$



$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$$

Dung dịch $AgNO_3$ là thuốc thử để nhận biết ion clorua có trong dung dịch muối clorua hoặc dung dịch axit HCl.



Hình 5.7. *Dung dịch $AgNO_3$ tác dụng với dung dịch NaCl*

BÀI TẬP

1. Trong các dãy chất dưới đây, dãy nào gồm các chất đều tác dụng được với dung dịch HCl ?

   A. Fe_2O_3, $KMnO_4$, Cu ;

   B. Fe, CuO, $Ba(OH)_2$;

   C. $CaCO_3$, H_2SO_4, $Mg(OH)_2$;

   D. $AgNO_3$(dd), $MgCO_3$, $BaSO_4$.

2. Hãy nêu những tính chất vật lí của hiđro clorua.

3. Hãy viết ba phương trình hoá học của phản ứng trao đổi giữa axit clohiđric với ba loại hợp chất khác nhau.

4. Axit clohiđric có thể tham gia vào phản ứng oxi hoá – khử và đóng vai trò :

   a) Chất oxi hoá ; b) Chất khử.

   Với mỗi trường hợp đó, hãy nêu ra hai thí dụ để minh hoạ.

5. Có bốn bình không dán nhãn, mỗi bình chứa một trong các dung dịch HCl, HNO_3, KCl, KNO_3. Hãy trình bày phương pháp hoá học phân biệt dung dịch chứa trong mỗi bình.

6. Cho 10,000 lít H_2 và 6,720 lít Cl_2 (điều kiện tiêu chuẩn) tác dụng với nhau rồi hoà tan sản phẩm vào 385,400 g nước ta thu được dung dịch A. Lấy 50,000 g dung dịch A cho tác dụng với dung dịch $AgNO_3$ (lấy dư) thu được 7,175 g kết tủa. Tính hiệu suất của phản ứng giữa H_2 và Cl_2.

Bài 32 HỢP CHẤT CÓ OXI CỦA CLO

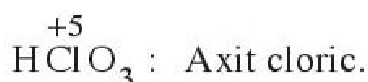
- Biết công thức, cách đọc tên một số hợp chất có oxi của clo. Tính được số oxi hoá của clo trong mỗi hợp chất đó.
- Biết tính chất, ứng dụng, cách điều chế một số hợp chất có oxi của clo.

I – SƠ LƯỢC VỀ CÁC OXIT VÀ CÁC AXIT CÓ OXI CỦA CLO

Tuy không tác dụng trực tiếp với oxi nhưng clo tạo ra một loạt oxit được điều chế bằng con đường gián tiếp. Thí dụ Cl_2O, Cl_2O_7, ... Clo cũng tạo ra các axit có oxi :


$H\overset{+1}{Cl}O$: Axit hipoclorơ.

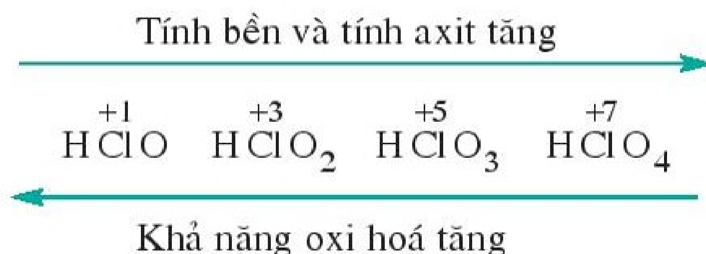

$H\overset{+3}{Cl}O_2$: Axit clorơ.


$H\overset{+5}{Cl}O_3$: Axit cloric.


$H\overset{+7}{Cl}O_4$: Axit pecloric.

So sánh độ âm điện của clo và oxi, ta dễ dàng hiểu được vì sao trong các hợp chất có oxi của clo, clo có *số oxi hoá dương*.

Sự biến đổi tính chất trong dãy axit có oxi của clo được biểu thị bằng sơ đồ sau :



Trong dãy này, axit hipoclorơ là chất oxi hoá mạnh nhất, axit pecloric là chất oxi hoá yếu nhất. Ngược lại, axit hipoclorơ là axit yếu nhất (yếu hơn cả axit cacbonic) còn axit pecloric là axit mạnh nhất.

Các muối của những axit nói trên có nhiều ứng dụng trong thực tế, trong đó thường gặp nhất là nước Gia-ven, clorua vôi và muối clorat.

II – NƯỚC GIA-VEN, CLORUA VÔI, MUỐI CLORAT

1. Nước Gia-ven

Chúng ta đã biết khí clo tác dụng với dung dịch NaOH *loãng nguội* tạo thành dung dịch hỗn hợp natri clorua và natri hipoclorit, đó là nước Gia-ven (Javel)(*)

$$2\,NaOH + \overset{0}{Cl}_2 \rightarrow \underbrace{\underset{\text{(natri clorua)}}{Na\overset{-1}{Cl}} + \underset{\text{(natri hipoclorit)}}{Na\overset{+1}{Cl}O}}_{\text{Nước Gia-ven}} + H_2O$$

Khi điện phân dung dịch natri clorua (xem bài clo), nếu tạo điều kiện cho khí clo thoát ra tác dụng với dung dịch NaOH tạo thành khi điện phân (bể điện phân không có vách ngăn), ta thu được nước Gia-ven. Đó là phương pháp điều chế nước Gia-ven.

Là muối của một axit rất yếu, natri hipoclorit trong nước Gia-ven dễ tác dụng với cacbon đioxit của không khí tạo thành axit hipoclorơ.

$$NaClO + CO_2 + H_2O \rightarrow NaHCO_3 + HClO$$

Do có tính oxi hoá mạnh, axit hipoclorơ có tác dụng sát trùng, tẩy trắng sợi, vải, giấy.

Nước Gia-ven có tính oxi hoá mạnh được dùng để tẩy trắng sợi, vải, giấy. Nó cũng được dùng để *sát trùng* và *tẩy uế* nhà vệ sinh hoặc những khu vực bị ô nhiễm khác.

2. Clorua vôi

Khi cho khí clo tác dụng với *vôi tôi* hoặc *sữa vôi* ở 30°C, ta thu được clorua vôi :

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow \underset{\text{Clorua vôi}}{CaOCl_2} + H_2O$$

Công thức cấu tạo của clorua vôi là : $Ca\begin{cases} \overset{-1}{Cl} \\ O-\overset{+1}{Cl} \end{cases}$

(*) *Dung dịch có tên gọi như vậy là vì lần đầu tiên được Béc-tô-lê (Berthollet) điều chế ở thành phố Gia-ven, gần thủ đô Pari nước Pháp.*

Như vậy, clorua vôi là muối của kim loại canxi với hai loại gốc axit là clorua (Cl^-) và hipoclorit (ClO^-). Muối của một kim loại với nhiều loại gốc axit khác nhau được gọi là *muối hỗn tạp*.

Clorua vôi là chất bột màu trắng, có mùi xốc của khí clo. Cũng như natri hipoclorit, clorua vôi có *tính oxi hoá mạnh*. Khi tác dụng với axit clohiđric, clorua vôi giải phóng khí clo :



$$CaOCl_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

Trong không khí ẩm, clorua vôi tác dụng với cacbon đioxit, làm thoát ra axit hipoclorơ :



$$2CaOCl_2 + CO_2 + H_2O \rightarrow CaCO_3 + CaCl_2 + 2HClO$$

So với nước Gia-ven, clorua vôi rẻ tiền hơn, có hàm lượng hipoclorit cao hơn, dễ bảo quản và dễ chuyên chở hơn.

Clorua vôi cũng được dùng để *tẩy trắng* sợi, vải, giấy, để *tẩy uế* các hố rác, cống rãnh. Do có khả năng tác dụng với nhiều chất hữu cơ, clorua vôi được dùng để xử lí các chất độc. Một lượng lớn clorua vôi được dùng trong việc tinh chế dầu mỏ.

3. Muối clorat

Clorat là muối của axit cloric ($HClO_3$). Muối clorat quan trọng hơn cả là kali clorat ($KClO_3$).

a) Điều chế

Nếu cho khí *clo tác dụng với dung dịch kiềm nóng* thì phản ứng không tạo ra muối hipoclorit mà *tạo ra muối clorat :*



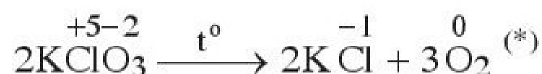
$$3\overset{0}{Cl}_2 + 6KOH \xrightarrow{t^o} 5K\overset{-1}{Cl} + K\overset{+5}{Cl}O_3 + 3H_2O$$

Kali clorat còn được điều chế bằng cách *điện phân dung dịch KCl 25% ở nhiệt độ 70°C – 75°C*.

b) Tính chất

Kali clorat là chất rắn kết tinh, không màu, nóng chảy ở 356°C. Nó tan nhiều trong nước nóng nhưng ít tan trong nước lạnh. Vì thế, khi làm lạnh dung dịch bão hoà, $KClO_3$ dễ dàng tách khỏi dung dịch.

Khi đun nóng đến nhiệt độ trên 500°C (không có xúc tác), kali clorat rắn bị phân huỷ :



$$2K\overset{+5-2}{ClO_3} \xrightarrow{t^o} 2K\overset{-1}{Cl} + 3\overset{0}{O_2} \text{ (*)}$$

Phản ứng này xảy ra ở nhiệt độ thấp hơn nếu có chất xúc tác MnO_2 và được dùng để điều chế oxi trong phòng thí nghiệm.

Ở trạng thái rắn, kali clorat là chất oxi hoá mạnh. Photpho bốc cháy khi được trộn với kali clorat. Hỗn hợp kali clorat với lưu huỳnh và cacbon sẽ nổ khi đập mạnh.

c) Ứng dụng

Kali clorat được dùng để chế tạo thuốc nổ, sản xuất pháo hoa, ngòi nổ và những hỗn hợp dễ cháy khác. Kali clorat còn được dùng trong công nghiệp diêm. Thuốc ở đầu que diêm thường chứa gần 50% $KClO_3$.

BÀI TẬP

1. Chất $KClO_4$ có tên là gì ?

   A. Kali clorat ; C. Kali hipoclorit ;

   B. Kali clorit ; D. Kali peclorat.

2. Đọc tên các hợp chất sau đây và cho biết số oxi hoá của clo trong từng hợp chất : Cl_2O, $KClO_3$, $HClO$, Cl_2O_3, $CaCl_2$, $HClO_2$, Cl_2O_7, $Ca(ClO)_2$, $HClO_3$, $CaOCl_2$, $Ca(ClO_3)_2$.

3. Hãy cho biết tính chất hoá học quan trọng nhất của nước Gia-ven, clorua vôi và ứng dụng của chúng. Vì sao clorua vôi được sử dụng nhiều hơn nước Gia-ven ?

4. Cho các hoá chất NaCl(r), MnO_2(r), NaOH(dd), KOH(dd), H_2SO_4(dd đặc), $Ca(OH)_2$(r). Từ các hoá chất đó, có thể điều chế được các chất sau đây hay không ?

   a) Nước Gia-ven ; b) Kali clorat ; c) Clorua vôi ; d) Oxi ; e) Lưu huỳnh đioxit.

   Viết phương trình hoá học của các phản ứng xảy ra.

5. Để điều chế kali clorat với giá thành hạ, người ta thường làm như sau : Cho khí clo đi qua nước vôi đun nóng, lấy dung dịch thu được trộn với KCl và làm lạnh. Khi đó kali clorat sẽ kết tinh.

   Hãy viết phương trình hoá học của các phản ứng xảy ra và giải thích vì sao kali clorat kết tinh.

(*) Đây là một phản ứng oxi hoá – khử nội phân tử.

Bài 33 LUYỆN TẬP VỀ CLO VÀ HỢP CHẤT CỦA CLO

- **Nắm được các tính chất vật lí và hoá học đặc trưng của clo. Hiểu được nguyên tắc và các phương pháp điều chế clo.**
- **Nắm được tính chất các hợp chất của clo với hiđro và với kim loại. Hiểu và vận dụng được cách nhận biết ion clorua.**
- **Biết tên và ứng dụng của một số hợp chất chứa oxi quan trọng của clo.**

A - KIẾN THỨC CẦN NẮM VỮNG

1. Clo

- Clo là chất khí màu vàng lục, nặng hơn không khí, tan vừa phải trong nước.

- Nguyên tử clo có 7 electron ở lớp ngoài cùng, có ái lực electron lớn và độ âm điện lớn. Vì vậy, nguyên tử clo dễ thu 1e thành ion Cl^-. Do đó, clo là phi kim mạnh và là chất oxi hoá mạnh. Trong một số phản ứng, clo cũng thể hiện tính khử.

Hãy dẫn ra những phản ứng hoá học để minh hoạ.

2. Hợp chất của clo

- Trong các hợp chất với oxi và với flo, clo có số oxi hoá dương (+1 ; +3 ; +5 ; +7) còn trong hợp chất với các nguyên tố khác clo có số oxi hoá âm (–1).

- Khí hiđro clorua tan nhiều trong nước tạo thành dung dịch axit mạnh. Trong hợp chất HCl, nguyên tố clo có tính khử.

Hãy dẫn ra các phản ứng minh hoạ tính axit và tính khử đó.

- Nước Gia-ven, clorua vôi, muối clorat là những hợp chất có oxi của clo. Chúng có tính oxi hoá mạnh và có nhiều ứng dụng thực tế.

Hãy cho biết thành phần và ứng dụng của các sản phẩm đó.

3. Điều chế

Nguyên tắc điều chế clo là oxi hoá ion Cl^- trong hợp chất.

● Trong phòng thí nghiệm : Dùng các chất oxi hoá mạnh như $KMnO_4$, MnO_2,... trong môi trường axit.

● Trong công nghiệp : Dùng dòng điện (phương pháp điện phân) để oxi hoá ion Cl^-.

B - BÀI TẬP

1. Trong các dãy chất dưới đây, dãy nào gồm toàn các chất có thể tác dụng với clo ?

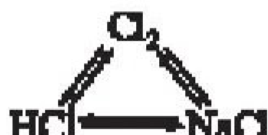
A. Na, H_2, N_2 ;

B. NaOH(dd), NaBr(dd), NaI(dd) ;

C. KOH(dd), H_2O, KF(dd) ;

D. Fe, K, O_2.

2. Viết phương trình hoá học thực hiện các biến hoá :



3. Người ta có thể điều chế KCl bằng :

a) một phản ứng hoá hợp ;

b) một phản ứng phân huỷ ;

c) một phản ứng trao đổi ;

d) một phản ứng thế.

1. Hãy dẫn ra phản ứng cho mỗi trường hợp trên.

2. Trường hợp nào là phản ứng oxi hoá - khử ? Trong đó số oxi hoá của nguyên tố clo thay đổi như thế nào ?

4. Viết phương trình hoá học của phản ứng thực hiện các biến hoá dưới đây, ghi tên các chất và điều kiện của phản ứng.



5. Hỗn hợp khí A gồm clo và oxi. A phản ứng vừa hết với một hỗn hợp gồm 4,80 g magie và 8,10 g nhôm tạo ra 37,05 g hỗn hợp các muối clorua và oxit của hai kim loại.
Xác định thành phần phần trăm theo khối lượng và theo thể tích của hỗn hợp A.

6. Muối ăn bị lẫn các tạp chất là Na_2SO_4, $MgCl_2$, $CaCl_2$ và $CaSO_4$. Hãy trình bày phương pháp hoá học để loại bỏ các tạp chất, thu được NaCl tinh khiết. Viết phương trình hoá học của các phản ứng.

Bài 34 FLO

- Flo có những tính chất hoá học giống và khác các halogen khác như thế nào ? Vì sao ?
- Hợp chất của flo giống và khác hợp chất tương ứng của các halogen khác như thế nào ?

I – TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN. ĐIỀU CHẾ

1. Trạng thái tự nhiên

Trong tự nhiên, nguyên tố flo chỉ có ở dạng hợp chất. Hợp chất của flo có trong men răng của người và động vật, trong lá của một số loài cây. Phần lớn flo tập trung trong hai khoáng vật là *florit* (CaF_2) và *criolit* (Na_3AlF_6 hay $AlF_3.3NaF$).

2. Điều chế

Vì flo có tính oxi hoá mạnh nhất nên phương pháp duy nhất để điều chế flo là dùng dòng điện để oxi hoá ion F^- trong florua nóng chảy (phương pháp điện phân). Trong công nghiệp, người ta điện phân hỗn hợp KF + 2HF (nhiệt độ nóng chảy 70°C). Bình điện phân có cực âm làm bằng thép đặc biệt hay đồng và cực dương bằng than chì. Khí hiđro thoát ra ở cực âm và khí flo thoát ra ở cực dương.

II – TÍNH CHẤT. ỨNG DỤNG

1. Tính chất

Ở điều kiện thường, flo là chất khí màu lục nhạt, rất độc.

Chúng ta đã biết, nguyên tố flo có độ âm điện lớn nhất. Vì vậy, *flo là phi kim mạnh nhất*.

Flo oxi hoá được *tất cả các kim loại* kể cả vàng và platin. Nó cũng tác dụng trực tiếp với *hầu hết phi kim*, trừ oxi và nitơ.

Phản ứng của flo với hiđro nổ mạnh ngay ở nhiệt độ rất thấp (–252°C). Đó là phản ứng toả nhiệt mạnh :



$$H_2\,(k) + F_2\,(k) \rightarrow 2HF\,(k)\ ; \qquad \Delta H = -577{,}2\ kJ.$$

Flo cũng tác dụng mạnh với rất nhiều hợp chất vô cơ và hữu cơ. Ngay cả nước, khi đun nóng sẽ bốc cháy trong flo, giải phóng oxi. Như vậy, flo oxi hoá được oxi từ số oxi hoá −2 lên 0 :



$$2\overset{0}{F_2} + 2H_2\overset{-2}{O} \rightarrow 4H\overset{-1}{F} + \overset{0}{O_2}\uparrow$$

2. Ứng dụng

Flo được dùng làm chất oxi hoá cho nhiên liệu lỏng dùng trong tên lửa. Ứng dụng chủ yếu của flo là dưới dạng các dẫn xuất. Từ flo điều chế một số dẫn xuất hiđrocacbon có những tính chất độc đáo, thí dụ *teflon* $(-CF_2-CF_2-)_n$ *là* một chất dẻo chứa flo chịu được tác dụng của axit, kiềm và các hoá chất khác. *Freon* (chủ yếu là $CFCl_3$ và CF_2Cl_2) được dùng trong các tủ lạnh và máy lạnh. Khi được thải ra khí quyển, freon phá huỷ tầng ozon gây hại cho môi trường. Vì vậy chúng đang được thay thế dần bằng các chất khác.

Dung dịch NaF loãng được dùng làm thuốc chống sâu răng.

Flo còn được dùng trong công nghiệp sản xuất nhiên liệu hạt nhân để làm giàu ^{235}U.

III – MỘT SỐ HỢP CHẤT CỦA FLO

1. Hiđro florua và axit flohiđric

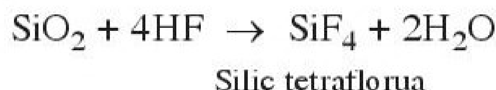
Phương pháp duy nhất để điều chế hiđro florua là cho canxi florua tác dụng với axit sunfuric đặc ở 250°C :



$$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2HF$$

Hiđro florua có nhiệt độ sôi (+19,5°C) cao hơn hẳn nhiệt độ sôi của hiđro clorua (−84,9°C). Hiđro florua tan vô hạn trong nước tạo ra dung dịch axit flohiđric. Khác với axit clohiđric, *axit flohiđric là axit yếu*.

Tính chất đặc biệt của axit flohiđric là tác dụng với silic đioxit (có trong thành phần của thuỷ tinh).



$$SiO_2 + 4HF \rightarrow \underset{\text{Silic tetraflorua}}{SiF_4} + 2H_2O$$

Vì vậy, người ta đựng axit flohiđric trong các chai lọ bằng chất dẻo. Axit flohiđric được dùng để khắc chữ lên thuỷ tinh.

Muối của axit flohiđric là *florua*. AgF dễ tan trong nước (khác với AgCl, AgBr và AgI). Các muối florua đều độc.

2. Hợp chất của flo với oxi

Vì độ âm điện của flo lớn hơn oxi nên trong hợp chất OF_2, flo có số oxi hoá –1 và oxi có số oxi hoá +2.

Oxi florua (OF_2) được điều chế bằng cách cho flo qua dung dịch NaOH loãng (khoảng 2%) và lạnh :



$$2F_2 + 2NaOH \rightarrow 2NaF + H_2O + OF_2$$

OF_2 là chất khí không màu, có mùi đặc biệt, rất độc. Là chất oxi hoá mạnh, OF_2 tác dụng với hầu hết các kim loại và phi kim tạo thành oxit và florua.

BÀI TẬP

1. Dung dịch nào trong các dung dịch axit sau đây *không* được chứa trong bình bằng thuỷ tinh ?

   A. HCl ; B. H_2SO_4 ; C. HF ; D. HNO_3.

2. Vì sao không thể điều chế flo từ florua bằng phản ứng của florua với chất oxi hoá mà phải dùng phương pháp điện phân ?

3. Hãy kể ra hai phản ứng hoá học có thể minh hoạ cho nhận định : Flo là một phi kim mạnh hơn clo.

4. Axit flohiđric và muối florua có tính chất gì khác so với axit clohiđric và muối clorua ?

5. Cho lượng dư dung dịch $AgNO_3$ tác dụng với 100 ml dung dịch hỗn hợp NaF 0,05M và NaCl 0,1M. Viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra và tính khối lượng kết tủa thu được.

Bài 35 BROM

- Brom có những tính chất hoá học giống và khác các halogen khác như thế nào ?
- Hợp chất của brom giống và khác hợp chất tương ứng của các halogen khác như thế nào ?

I – TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN. ĐIỀU CHẾ

1. Trạng thái tự nhiên

Giống như clo, brom tồn tại trong tự nhiên ở dạng hợp chất, chủ yếu là muối bromua của kali, natri, magie. Hàm lượng brom trong tự nhiên ít hơn clo và flo. Bromua kim loại có trong nước biển, nước của một số hồ cùng với muối clorua.

2. Điều chế

Nguồn chính để điều chế brom là nước biển. Sau khi đã lấy muối ăn khỏi nước biển, phần còn lại có chứa nhiều muối bromua của natri và kali. Để thu được brom, người ta cho khí clo sục qua dung dịch bromua :



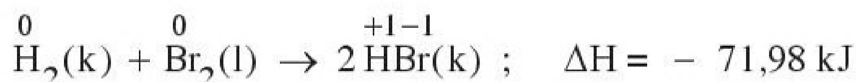
$$2Na\overset{-1}{Br} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2Na\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Br_2}$$

Như vậy, việc điều chế brom dựa trên sự oxi hoá ion Br^-, chất oxi hoá là clo.

II – TÍNH CHẤT. ỨNG DỤNG

1. Tính chất

Brom là chất lỏng màu đỏ nâu, dễ bay hơi. Brom và hơi brom rất độc. Brom rơi vào da sẽ gây bỏng nặng. Brom cũng là chất oxi hoá mạnh nhưng kém clo. Brom oxi hoá nhiều kim loại, các phản ứng đều toả nhiệt. Với hiđro, brom có phản ứng khi đun nóng (không gây nổ), phản ứng cũng toả nhiệt nhưng ít hơn so với phản ứng của clo :



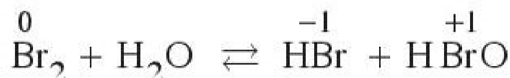
$$\overset{0}{H_2}(k) + \overset{0}{Br_2}(l) \rightarrow 2\overset{+1-1}{HBr}(k) \; ; \quad \Delta H = -\ 71,98\ kJ$$

Brom oxi hoá được ion I^- :



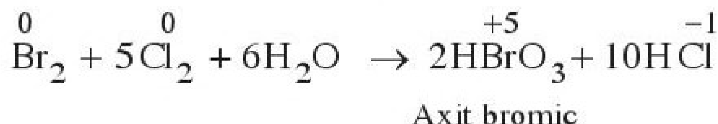
$$\overset{0}{Br_2} + 2Na\overset{-1}{I} \rightarrow 2Na\overset{-1}{Br} + \overset{0}{I_2}$$

Brom tác dụng với nước tương tự clo nhưng khó khăn hơn :



$$\overset{0}{Br_2} + H_2O \rightleftarrows H\overset{-1}{Br} + H\overset{+1}{Br}O$$

Brom thể hiện tính khử khi tác dụng với chất oxi hoá mạnh :



$$\overset{0}{Br_2} + 5\overset{0}{Cl_2} + 6H_2O \rightarrow 2H\overset{+5}{Br}O_3 + 10H\overset{-1}{Cl}$$

Axit bromic

2. Ứng dụng

Brom được dùng chế tạo một số dược phẩm, phẩm nhuộm,... Nó cũng được dùng chế tạo bạc bromua (AgBr) là chất nhạy cảm với ánh sáng để tráng lên phim ảnh.

III – MỘT SỐ HỢP CHẤT CỦA BROM

1. Hiđro bromua và axit bromhiđric

Để điều chế hiđro bromua, người ta thuỷ phân photpho tribromua.

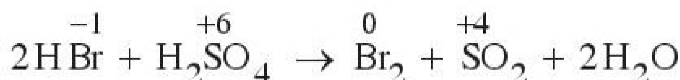


$$PBr_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HBr$$

Trong thực tế, người ta cho brom tác dụng trực tiếp với photpho và nước.

Ở nhiệt độ thường, HBr là chất khí, không màu, "bốc khói" trong không khí ẩm và rất dễ tan trong nước. Dung dịch HBr trong nước được gọi là dung dịch *axit bromhiđric*. *Axit bromhiđric là một axit mạnh,* mạnh hơn axit clohiđric.

Tính khử của HBr (ở trạng thái khí cũng như trong dung dịch) mạnh hơn HCl. HBr khử được H_2SO_4 đặc thành SO_2.



$$2H\overset{-1}{Br} + H_2\overset{+6}{S}O_4 \rightarrow \overset{0}{Br_2} + \overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O$$

Dung dịch HBr không màu, để lâu trong không khí trở nên có màu vàng nâu vì bị oxi hoá (dung dịch HF và HCl không có phản ứng này) :



$$4H\overset{-1}{Br} + \overset{0}{O_2} \rightarrow 2H_2\overset{-2}{O} + 2\overset{0}{Br_2}$$

Trong các muối của axit bromhiđric, AgBr được sử dụng nhiều. Chất này bị phân huỷ khi gặp ánh sáng :



$$2AgBr \rightarrow 2Ag + Br_2$$

Vì vậy, AgBr được dùng chế tạo phim ảnh.

2. Hợp chất chứa oxi của brom

Axit hipobromơ (HBrO) có thể được điều chế tương tự như axit hipoclorơ :



$$\overset{0}{Br}_2 + H_2O \rightleftarrows H\overset{-1}{Br} + H\overset{+1}{Br}O$$

Tính bền, tính oxi hoá và tính axit của HBrO đều kém hơn HClO.

Axit bromic ($HBrO_3$) được điều chế bằng cách dùng nước clo oxi hoá brom. Brom cũng tạo ra được *axit pebromic* ($HBrO_4$).

Như vậy, cũng giống như clo, trong các hợp chất có oxi, *brom thể hiện số oxi hoá dương* (+1, +3, +5, +7).

BÀI TẬP

1. Chất NaBrO có tên là gì ?

A. Natri bromit ; B. Natri bromua ; C. Natri bromat ; D. Natri hipobromit.

2. Chứng minh rằng brom có tính oxi hoá yếu hơn clo và mạnh hơn iot.

3. So sánh tính chất hoá học của axit bromhiđric với axit flohiđric và axit clohiđric.

4. Người ta có thể điều chế brom bằng cách cho axit sunfuric đặc tác dụng với hỗn hợp rắn KBr và MnO_2.

a) Viết phương trình hoá học và cho biết vai trò của từng chất trong phản ứng.

b) Tính khối lượng của mỗi chất cần dùng để điều chế 32 g brom.

5. Nước biển chứa một lượng nhỏ muối natri bromua. Bằng cách làm bay hơi nước biển, người ta thu được dung dịch chứa NaBr với hàm lượng 40 g/*l*.

Cần dùng bao nhiêu lít dung dịch đó và bao nhiêu lít khí clo (ở điều kiện tiêu chuẩn) để điều chế 3 lít brom lỏng (khối lượng riêng 3,12 kg/*l*).

6. Trong việc sản xuất brom từ các bromua có trong tự nhiên, để thu được 1 tấn brom phải dùng hết 0,6 tấn clo. Hỏi việc tiêu hao clo như vậy vượt bao nhiêu phần trăm so với lượng cần dùng theo lí thuyết ?

7. Chất A là muối canxi halogenua. Cho dung dịch chứa 0,200 g A tác dụng với lượng dư dung dịch bạc nitrat thì thu được 0,376 g kết tủa bạc halogenua. Hãy xác định công thức chất A.

Bài 36 IOT

- **Iot có những tính chất hoá học gì giống và khác các halogen khác ? Vì sao ?**
- **Hợp chất của iot giống và khác hợp chất tương ứng của các halogen khác như thế nào ?**

I – TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN. ĐIỀU CHẾ

1. Trạng thái tự nhiên

Hàm lượng nguyên tố iot (ở dạng hợp chất) có trong vỏ trái đất là ít nhất so với các halogen khác. Hợp chất của iot cũng có trong nước biển nhưng rất ít, nên việc tách iot trực tiếp từ nước biển rất khó khăn. Tuy nhiên, có một số loại rong tích góp iot trong các mô của chúng.

Iot còn có trong tuyến giáp của người, tuy với lượng rất nhỏ nhưng có vai trò rất quan trọng : nếu thiếu iot người ta sẽ bị bệnh bướu cổ.

2. Điều chế

Để điều chế iot, người ta phơi khô rong biển, đốt thành tro, ngâm tro trong nước, gạn lấy dung dịch đem cô cho đến khi phần lớn muối clorua và sunfat lắng xuống, còn muối iotua ở lại trong dung dịch. Cho dung dịch này tác dụng với chất oxi hoá để oxi hoá I^- thành I_2. Thí dụ, nếu dùng clo thì phản ứng là :



$$2Na\overset{-1}{I} + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + \overset{0}{I_2}$$

II – TÍNH CHẤT. ỨNG DỤNG

1. Tính chất

Ở nhiệt độ thường, iot là tinh thể màu đen tím có vẻ sáng kim loại. Khi được đun nóng nhẹ ở áp suất khí quyển, iot không nóng chảy mà biến thành hơi màu tím(*), khi làm lạnh hơi iot lại chuyển thành tinh thể, không qua trạng thái lỏng. Hiện tượng này gọi là *sự thăng hoa*.

(*) Nếu đun nóng nhanh thì iot nóng chảy ở 113,6°C và sôi ở 185,5°C.

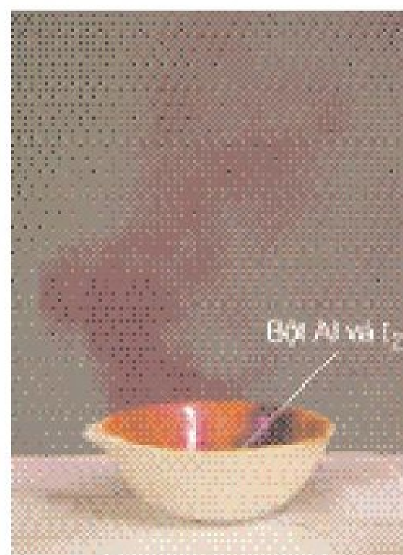
Iot ít tan trong nước, tạo ra dung dịch được gọi là *nước iot*. Iot tan nhiều trong các dung môi hữu cơ như ancol etylic, xăng, benzen, clorofom,...

Iot tạo thành với hồ tinh bột một chất có màu xanh. Vì vậy, dung dịch iot được dùng làm thuốc thử để nhận biết hồ tinh bột và hồ tinh bột được dùng để nhận biết iot.

Iot cũng là một chất oxi hoá mạnh nhưng kém brom. Nó oxi hoá được nhiều kim loại nhưng phản ứng chỉ xảy ra khi đun nóng hoặc có chất xúc tác. Thí dụ :

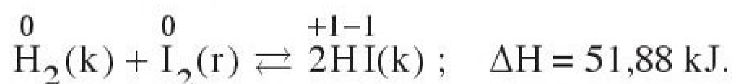


$$2\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{I_2} \xrightarrow{\text{xúc tác : } H_2O} 2\overset{+3}{Al}\overset{-1}{I_3}$$



Hình 5.8. *Phản ứng hoá học của Al và I_2 khi có xúc tác là H_2O*

Iot chỉ oxi hoá được hiđro ở nhiệt độ cao và có mặt chất xúc tác tạo ra khí hiđro iotua theo một phản ứng thuận nghịch, phản ứng tạo ra hiđro iotua là *phản ứng thu nhiệt :*



$$\overset{0}{H_2}(k) + \overset{0}{I_2}(r) \rightleftarrows 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{I}(k) \; ; \quad \Delta H = 51,88 \text{ kJ}.$$

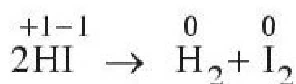
2. Ứng dụng

Iot được dùng nhiều dưới dạng cồn iot (dung dịch iot 5% trong ancol etylic) để làm chất sát trùng. Nguyên tố iot có trong thành phần của nhiều dược phẩm. Muối ăn được trộn với một lượng nhỏ KI hoặc KIO_3 được gọi là muối iot. Sử dụng muối iot giúp tránh được các rối loạn do thiếu iot (xem tư liệu).

III – MỘT SỐ HỢP CHẤT CỦA IOT

1. Hiđro iotua và axit iothiđric

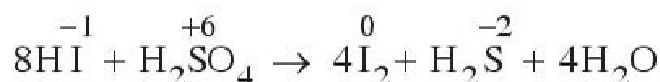
Trong các hiđro halogenua, hiđro iotua (HI) kém bền với nhiệt hơn cả. Ở 300°C, nó bị phân huỷ thành iot và hiđro với mức độ đáng kể :



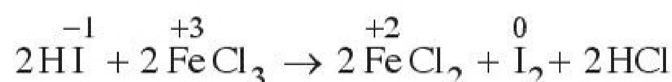
$$2\overset{+1}{H}\overset{-1}{I} \rightarrow \overset{0}{H_2} + \overset{0}{I_2}$$

Hiđro iotua dễ tan trong nước tạo thành dung dịch axit iothiđric, đó là một axit rất mạnh, mạnh hơn cả axit clohiđric và axit bromhiđric.

Hiđro iotua có tính khử mạnh, mạnh hơn cả hiđro bromua. HI có thể khử axit sunfuric đặc thành H_2S, khử muối sắt (III) thành muối sắt (II) :



$$8H\overset{-1}{I} + H_2\overset{+6}{S}O_4 \rightarrow 4\overset{0}{I_2} + H_2\overset{-2}{S} + 4H_2O$$



$$2H\overset{-1}{I} + 2\overset{+3}{Fe}Cl_3 \rightarrow 2\overset{+2}{Fe}Cl_2 + \overset{0}{I_2} + 2HCl$$

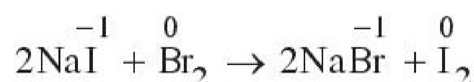
2. Một số hợp chất khác

Muối iotua là muối của axit iothiđric. Đa số muối iotua dễ tan trong nước, nhưng một số muối iotua không tan và có màu, thí dụ AgI màu vàng, PbI_2 màu vàng.

Khi cho dung dịch muối iotua tác dụng với clo hoặc brom, ion iotua bị oxi hoá :



$$2Na\overset{-1}{I} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2Na\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{I_2}$$



$$2Na\overset{-1}{I} + \overset{0}{Br_2} \rightarrow 2Na\overset{-1}{Br} + \overset{0}{I_2}$$

Iot cũng tạo ra nhiều oxit và axit có oxi. Trong các hợp chất đó, iot có số oxi hoá dương.

BÀI TẬP

1. Trong dãy bốn dung dịch axit HF, HCl, HBr, HI

A. tính axit giảm dần từ trái qua phải.

B. tính axit tăng dần từ trái qua phải.

C. tính axit biến đổi không theo quy luật.

Hãy tìm phương án đúng.

2. Hãy nêu ra các phản ứng để chứng minh rằng iot có tính oxi hoá mạnh nhưng tính oxi hoá của iot yếu hơn các halogen khác.

3. Hãy nêu ra các phản ứng để chứng minh rằng tính khử của các ion halogenua tăng dần theo chiều :



$$F^- < Cl^- < Br^- < I^-$$

4. Người ta có thể điều chế iot bằng cách cho axit sunfuric đặc tác dụng với hỗn hợp rắn NaI và MnO_2. Hãy viết phương trình hoá học và chỉ rõ vai trò của từng chất trong phản ứng.

5. Khí hiđro, thu được bằng phương pháp điện phân dung dịch NaCl, đôi khi bị lẫn tạp chất là khí clo. Để kiểm tra xem khí hiđro có lẫn clo hay không, người ta thổi khí đó qua một dung dịch có chứa kali iotua và tinh bột. Hãy giải thích vì sao người ta làm như vậy.

6. Theo tính toán của các nhà khoa học, mỗi ngày cơ thể người cần được cung cấp $1,5.10^{-4}$ g nguyên tố iot. Nếu nguồn cung cấp chỉ là KI thì khối lượng KI cần dùng cho một người trong một ngày là bao nhiêu ?

MUỐI IOT

Để cơ thể khoẻ mạnh, con người cần được cung cấp đầy đủ các nguyên tố hoá học cần thiết. Có những nguyên tố cần được cung cấp với khối lượng lớn và có những nguyên tố cần được cung cấp với khối lượng nhỏ (vi lượng). Iot là một nguyên tố vi lượng hết sức cần thiết đối với con người. Theo các nhà khoa học, mỗi ngày cơ thể con người cần được cung cấp từ 1.10^{-4} đến 2.10^{-4} g iot.

Cơ thể tiếp nhận được phần iot cần thiết dưới dạng hợp chất của iot có sẵn trong muối ăn và một số loại thực phẩm. Nhưng việc thiếu hụt iot vẫn thường xảy ra. Hiện nay, tính trên toàn thế giới một phần ba số dân bị thiếu iot trong cơ thể. Ở Việt Nam, theo điều tra mới nhất, 94% số dân thiếu hụt iot ở những mức độ khác nhau.

Thiếu hụt iot trong cơ thể dẫn đến hậu quả rất tai hại. Thiếu iot làm não bị hư hại nên người ta trở nên đần độn, chậm chạp, có thể điếc, câm, liệt chi, lùn. Thiếu iot còn gây ra bệnh bướu cổ và hàng loạt rối loạn khác, đặc biệt nguy hiểm đối với bà mẹ và trẻ em.

Để khắc phục sự thiếu hụt iot, người ta phải cho thêm hợp chất của iot vào thực phẩm như : muối ăn, sữa, kẹo, ...

Việc dùng muối ăn làm phương tiện chuyển tải iot vào cơ thể người được nhiều nước áp dụng.

Muối iot là muối ăn có trộn thêm một lượng nhỏ hợp chất của iot (thường là KI hoặc KIO_3). Thí dụ : Trộn 25 kg KI vào một tấn muối ăn.

Người ta cũng cho thêm hợp chất iot vào bột canh, nước mắm, ...

Việc dùng muối iot thật dễ dàng và đơn giản. Về mùi vị, màu sắc, muối iot không khác gì muối ăn thường. Tuy nhiên, hợp chất iot có thể bị phân huỷ ở nhiệt độ cao. Vì vậy, phải nêm muối iot sau khi thực phẩm đã được nấu chín.

Bài 37 LUYỆN TẬP CHƯƠNG 5

- **Nắm vững cấu tạo nguyên tử, độ âm điện, số oxi hoá của các nguyên tố halogen từ đó hiểu được sự giống nhau và khác nhau về tính chất hoá học giữa chúng.**
- **Nắm vững được tính chất hoá học cơ bản các hợp chất của halogen với hiđro, sự giống nhau và khác nhau giữa các hợp chất đó. Biết được tính chất và ứng dụng một số hợp chất của clo với oxi.**
- **Dẫn ra được những phản ứng hoá học để chứng minh tính chất của các đơn chất halogen và hợp chất của chúng.**
- **Nguyên tắc chung của phương pháp điều chế halogen.**
- **Rèn luyện kĩ năng giải bài toán hoá học.**

A - KIẾN THỨC CẦN NẮM VỮNG

I - CẤU TẠO NGUYÊN TỬ VÀ TÍNH CHẤT CỦA ĐƠN CHẤT HALOGEN

1. Cấu hình electron nguyên tử

Flo, clo, brom và iot có cấu hình electron nguyên tử như sau :

F : $[He]2s^22p^5$; Cl : $[Ne]\ 3s^23p^5$; Br : $[Ar]\ 3d^{10}4s^24p^5$; I : $[Kr]\ 4d^{10}5s^25p^5$

Nhận xét :

– *Giống nhau* : Lớp electron ngoài cùng của nguyên tử các halogen có 7 electron, có cấu hình : ns^2np^5.

– *Khác nhau* : Từ flo qua clo đến brom và iot, lớp electron ngoài cùng càng xa hạt nhân hơn, lực hút của hạt nhân đối với lớp electron ngoài cùng càng yếu hơn.

Lớp electron ngoài cùng : Ở flo không có phân lớp d, ở các halogen khác có phân lớp d còn trống.

2. Độ âm điện

F : 3,98 ; Cl : 3,16 ; Br : 2,96 ; I : 2,66.

Các halogen có *độ âm điện lớn*.

Trong nhóm halogen, *độ âm điện giảm dần* từ flo đến iot.

3. Tính chất hoá học

a) *Halogen là những phi kim có tính oxi hoá mạnh :* Halogen oxi hoá hầu hết các kim loại, nhiều phi kim và nhiều hợp chất. Khi đó nguyên tử halogen biến thành ion halogenua với số oxi hoá –1. Hãy giải thích vì sao và nêu ra các thí dụ.

b) *Tính oxi hoá* của các halogen *giảm dần* từ flo đến iot. Vì sao ? Nêu thí dụ minh hoạ.

c) Flo không thể hiện *tính khử* (không có số oxi hoá dương) còn các halogen khác có thể hiện tính khử và *tính khử tăng dần* từ clo đến iot. Vì sao ?

II – HỢP CHẤT CỦA HALOGEN

1. Hiđro halogenua và axit halogenhiđric

HF HCl HBr HI

Ở nhiệt độ thường (20°C), các hiđro halogenua đều là chất khí. Chúng dễ tan trong nước tạo ra dung dịch axit halogenhiđric.

Axit flohiđric là *axit yếu*, có đặc tính ăn mòn thuỷ tinh. Các axit halogenhiđric khác là *axit mạnh* và tính axit tăng dần :



$$HCl < HBr < HI.$$

Chỉ có thể oxi hoá ion F^- bằng dòng điện. Còn các ion Cl^-, Br^-, I^- đều có thể bị oxi hoá khi tác dụng với các chất oxi hoá mạnh. *Tính khử tăng dần* từ HCl đến HI. Nêu thí dụ.

Với dung dịch $AgNO_3$, dung dịch florua không tác dụng ; dung dịch clorua tạo ra kết tủa AgCl màu trắng ; dung dịch bromua tạo ra kết tủa AgBr màu vàng nhạt còn dung dịch iotua tạo ra kết tủa AgI màu vàng.

2. Hợp chất có oxi của halogen

Trong các hợp chất có oxi của halogen, các nguyên tố clo, brom và iot có số oxi hoá dương ; nguyên tố flo có số oxi hoá –1.

III – PHƯƠNG PHÁP ĐIỀU CHẾ HALOGEN

F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Điện phân hỗn hợp KF và HF.	+ Cho axit HCl đặc tác dụng với chất oxi hoá mạnh như MnO_2, $KMnO_4$,... + Điện phân dung dịch NaCl có màng ngăn.	Dùng Cl_2 để oxi hoá ion Br^- trong NaBr, KBr (có trong nước biển) thành Br_2.	Tách NaI từ rong biển, sau đó oxi hoá ion I^- trong NaI thành I_2.

B – BÀI TẬP

1. Đổ dung dịch $AgNO_3$ lần lượt vào 4 dung dịch : NaF, NaCl, NaBr, và NaI thì thấy :

A. Cả 4 dung dịch đều tạo ra kết tủa ;

B. Có 3 dung dịch tạo ra kết tủa và 1 dung dịch không tạo kết tủa ;

C. Có 2 dung dịch tạo ra kết tủa và 2 dung dịch không tạo kết tủa ;

D. Có 1 dung dịch tạo ra kết tủa và 3 dung dịch không tạo kết tủa.

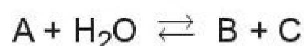
Tìm phương án đúng.

2. Có ba bình không ghi nhãn, mỗi bình đựng một trong các dung dịch NaCl, NaBr và NaI. Chỉ dùng hai thuốc thử (không dùng $AgNO_3$), làm thế nào để xác định dung dịch chứa trong mỗi bình ? Viết phương trình hoá học.

3. Hãy cho biết tên của các chất A, B, C biết rằng chúng tham gia các phản ứng được ghi bằng các sơ đồ sau. Biết A là chất khí ở điều kiện tiêu chuẩn.



$A + H_2 \rightarrow B$



$A + H_2O \rightleftarrows B + C$



$A + H_2O + SO_2 \rightarrow B + ...$



$C \rightarrow B + ...$

Hãy viết phương trình hoá học đầy đủ của các phản ứng.

4. Chia một dung dịch nước brom có màu vàng thành hai phần. Dẫn khí A không màu đi qua phần một thì dung dịch mất màu. Dẫn khí B không màu đi qua phần hai thì dung dịch sẫm màu hơn.

Hãy cho biết khí A và khí B có thể là những chất gì ? Viết các phương trình hoá học.

5. Brom có lẫn một ít tạp chất là clo. Làm thế nào để thu được brom tinh khiết. Viết phương trình hoá học.

6. Bằng thí nghiệm nào có thể kiểm tra được khí nitơ có lẫn tạp chất sau đây hay không ?

a) Clo ; b) Hiđro clorua.

Hãy viết các phương trình hoá học.

7. Cho các chất : brom, clo, hiđro clorua, iot, bạc bromua, natri clorua.

Hãy chọn trong số các chất trên :

a) Một chất lỏng ở nhiệt độ phòng ;

b) Một chất có trong nước biển nhưng không có trong nước nguyên chất ;

c) Một chất khí màu vàng lục ;

d) Một chất bị phân huỷ bởi ánh sáng mặt trời ;

e) Một chất khí không màu tạo "khói" trong không khí ẩm ;

f) Một hợp chất được dùng để bảo quản thực phẩm ;

g) Một chất khí khi tan trong nước tác dụng dần với nước tạo ra hai axit ;

h) Một chất rắn khi được đun nóng biến thành khí màu tím ;

i) Một chất khí tẩy trắng giấy màu ẩm.

8. Khi bị nung nóng, kali clorat đồng thời phân huỷ theo hai cách :

a) Tạo ra oxi và kali clorua ; b) Tạo ra kali peclorat và kali clorua.

– Viết các phương trình hoá học.

– Tính xem có bao nhiêu phần trăm về khối lượng kali clorat đã phân huỷ theo phản ứng (a) và phản ứng (b), biết rằng khi phân huỷ 73,5 g kali clorat, thu được 33,5 g kali clorua.

9*. Thêm 78 ml dung dịch bạc nitrat 10% (khối lượng riêng 1,09 g/ml) vào một dung dịch có chứa 3,88 g hỗn hợp kali bromua và natri iotua. Lọc bỏ kết tủa. Nước lọc phản ứng vừa đủ với 13,3 ml dung dịch axit clohiđric nồng độ 1,5 mol/*l*. Hãy xác định thành phần phần trăm khối lượng từng chất trong hỗn hợp muối ban đầu và tính thể tích hiđro clorua ở điều kiện tiêu chuẩn cần dùng để tạo ra lượng axit clohiđric đã dùng.

10. Hoà tan hoàn toàn hỗn hợp khí gồm hiđro clorua và hiđro bromua vào nước, ta thu được dung dịch chứa hai axit với nồng độ phần trăm bằng nhau.

Hãy tính thành phần phần trăm theo thể tích của từng chất trong hỗn hợp khí ban đầu.

Bài **38**

BÀI THỰC HÀNH SỐ 3

TÍNH CHẤT CỦA CÁC HALOGEN

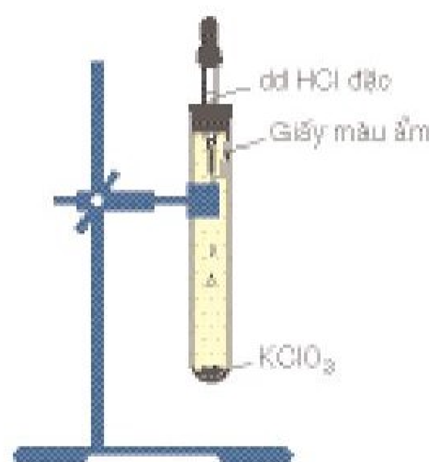
- **Tập lắp một bộ dụng cụ thí nghiệm đơn giản.**
- **Củng cố các thao tác làm thí nghiệm an toàn, hiệu quả, quan sát hiện tượng và viết tường trình.**
- **Khắc sâu hiểu biết về tính oxi hoá mạnh của halogen.**
- **So sánh khả năng oxi hoá của một số halogen.**

I – NỘI DUNG THÍ NGHIỆM VÀ CÁCH TIẾN HÀNH

Thí nghiệm 1 : *Điều chế clo. Tính tẩy màu của khí clo ẩm* (hình 5.9)

Bóp nhẹ phần cao su của ống nhỏ giọt để dung dịch HCl chảy xuống ống nghiệm. Quan sát các hiện tượng xảy ra.

Giải thích.



Hình 5.9. *Thí nghiệm thử tính tẩy màu của khí clo ẩm*

Thí nghiệm 2 : *So sánh tính oxi hoá của clo, brom và iot*

– Lấy ba ống nghiệm có ghi nhãn, mỗi ống chứa một trong các dung dịch NaCl, NaBr và NaI (hoặc muối tương ứng của kali). Nhỏ vào mỗi ống vài giọt nước clo, lắc nhẹ.

– Làm lại thí nghiệm như trên nhưng thay nước clo bằng nước brom. Quan sát hiện tượng và giải thích.

– Lặp lại thí nghiệm một lần nữa với nước iot.

Nhận xét. Rút ra kết luận về tính oxi hoá của clo, brom, iot.

Thí nghiệm 3 : *Tác dụng của iot với hồ tinh bột*

Cho vào ống nghiệm một ít hồ tinh bột. Nhỏ một giọt nước iot vào ống nghiệm. Quan sát hiện tượng và nêu nguyên nhân.

II – VIẾT TƯỜNG TRÌNH

Bài 39 BÀI THỰC HÀNH SỐ 4

TÍNH CHẤT CÁC HỢP CHẤT CỦA HALOGEN

- **Củng cố kĩ năng làm thí nghiệm, quan sát và viết tường trình.**
- **Làm quen với việc giải một bài tập thực nghiệm về nhận biết các dung dịch.**
- **Củng cố tính axit của axit clohiđric, tính tẩy màu của nước Gia-ven.**
- **Biết cách nhận biết ion clorua.**

I – NỘI DUNG THÍ NGHIỆM VÀ CÁCH TIẾN HÀNH

Thí nghiệm 1 : *Tính axit của axit clohiđric.*

Lấy bốn ống nghiệm sạch. Bỏ vào mỗi ống một trong các chất rắn sau đây : Một ít $Cu(OH)_2$ màu xanh (điều chế bằng cách nhỏ dung dịch NaOH vào dung dịch $CuSO_4$ rồi gạn lấy kết tủa), một ít bột CuO màu đen, một ít bột $CaCO_3$ màu trắng (hoặc một mẩu nhỏ đá vôi), một viên kẽm.

Dùng ống nhỏ giọt lần lượt cho vào mỗi ống nghiệm một ít dung dịch axit clohiđric, lắc nhẹ, quan sát hiện tượng xảy ra trong từng ống nghiệm.

Giải thích và viết các phương trình hoá học.

Thí nghiệm 2 : *Tính tẩy màu của nước Gia-ven.*

Cho vào ống nghiệm khoảng 1 ml nước Gia-ven. Bỏ tiếp vào ống một miếng vải hoặc giấy màu. Để yên một thời gian. Quan sát hiện tượng. Nêu nguyên nhân.

Thí nghiệm 3 : *Bài tập thực nghiệm phân biệt các dung dịch.*

Ở mỗi nhóm học sinh làm thí nghiệm có 4 bình nhỏ được đậy bằng nút có ống nhỏ giọt. Mỗi bình chứa một trong các dung dịch NaBr, HCl, NaI và NaCl (không ghi nhãn).

Hãy thảo luận trong nhóm học sinh về các hoá chất, dụng cụ cần lựa chọn, về trình tự tiến hành thí nghiệm để phân biệt mỗi bình chứa dung dịch gì.

Tiến hành thí nghiệm, ghi kết quả. Lặp lại thí nghiệm để kiểm tra kết quả.

II – VIẾT TƯỜNG TRÌNH

Chương 6

NHÓM OXI

✓ Khái quát về nhóm oxi.

✓ Oxi, ozon và hiđro peoxit.

✓ Lưu huỳnh và các hợp chất của lưu huỳnh :

– Hiđro sunfua.

– Oxit của lưu huỳnh.

– Axit sunfuric.

– Muối sunfat.



Khí thoát ra từ núi lửa có chứa hợp chất lưu huỳnh đioxit

Bài 40 KHÁI QUÁT VỀ NHÓM OXI

• **Nguyên tử của những nguyên tố trong nhóm oxi có cấu tạo như thế nào ? Cấu tạo nguyên tử ảnh hưởng như thế nào đến tính chất hoá học của các nguyên tố trong nhóm ?**

I – VỊ TRÍ NHÓM OXI TRONG BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ

Nhóm oxi bao gồm các nguyên tố oxi (O), lưu huỳnh (S), selen (Se), telu (Te) và poloni (Po) thuộc nhóm VIA của bảng tuần hoàn.

– Oxi là nguyên tố phổ biến nhất trên trái đất, chiếm khoảng 20% thể tích không khí, khoảng 50% khối lượng vỏ trái đất, khoảng 60% khối lượng cơ thể con người, 89% khối lượng nước.

– Lưu huỳnh có nhiều trong lòng đất. Ngoài ra, lưu huỳnh có trong thành phần của dầu thô, khói núi lửa, cơ thể sống (dưới dạng cầu nối kép – S – S – liên kết các chuỗi protein với nhau).

– Selen là chất bán dẫn rắn, màu nâu đỏ. Selen dẫn điện kém trong bóng tối, dẫn điện tốt khi được chiếu sáng.

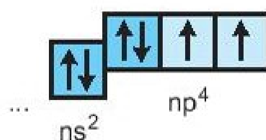
– Telu là chất rắn, màu xám, thuộc loại nguyên tố hiếm.

– Poloni là nguyên tố kim loại, có tính phóng xạ.

II – CẤU TẠO NGUYÊN TỬ CỦA NHỮNG NGUYÊN TỐ TRONG NHÓM OXI

1. Giống nhau

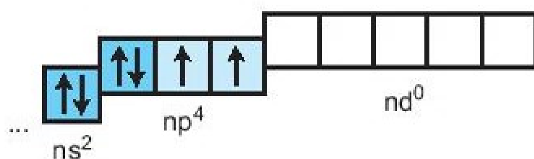
Nguyên tử của các nguyên tố trong nhóm oxi có 6 electron ở lớp ngoài cùng : Obitan s có 2 electron và obitan p có 4 electron (ns^2np^4), trong đó có 2 electron độc thân :



Khi tham gia phản ứng với những nguyên tố có độ âm điện nhỏ hơn, nguyên tử của những nguyên tố này có khả năng thu thêm 2 electron để có cấu hình electron bền vững (ns^2np^6). *Các nguyên tố trong nhóm oxi có tính oxi hoá* và có thể tạo nên những hợp chất, trong đó chúng có *số oxi hoá –2*.

2. Sự khác nhau giữa oxi và các nguyên tố trong nhóm

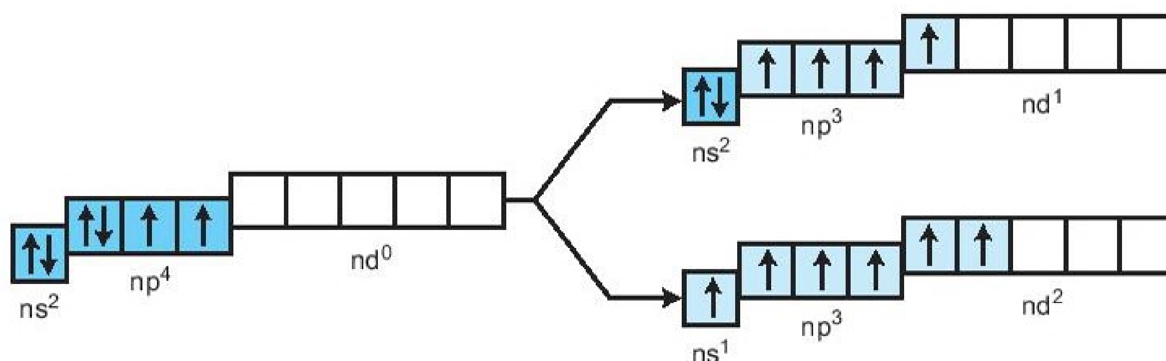
Nguyên tử nguyên tố O không có phân lớp d. Nguyên tử của những nguyên tố còn lại (S, Se, Te) có phân lớp d còn trống :



Những electron lớp ngoài cùng của các nguyên tử S, Se, Te khi được kích thích, chúng có thể chuyển đến những obitan d còn trống để tạo ra lớp ngoài cùng có 4 hoặc 6 electron độc thân :

Electron lớp ngoài cùng ở trạng thái cơ bản

Electron lớp ngoài cùng ở trạng thái kích thích



Do vậy, khi tham gia phản ứng với những nguyên tố có độ âm điện lớn hơn, nguyên tử của các nguyên tố S, Se, Te có khả năng tạo nên những hợp chất có liên kết cộng hoá trị, trong đó chúng có số oxi hoá +4 hoặc +6.

III – TÍNH CHẤT CỦA CÁC NGUYÊN TỐ TRONG NHÓM OXI

1. Tính chất của đơn chất

Các nguyên tố trong nhóm oxi là những nguyên tố *phi kim mạnh* (trừ nguyên tố Po), chúng có tính oxi hoá mạnh (tuy nhiên yếu hơn so với những nguyên tố halogen ở cùng chu kì). Tính chất này giảm dần từ oxi đến telu.

2. Tính chất của hợp chất

– *Hợp chất với hiđro* (H_2S, H_2Se, H_2Te) là những chất khí, có mùi khó chịu và độc hại. Dung dịch của chúng trong nước có tính axit yếu.

– *Hợp chất hiđroxit* (H_2SO_4, H_2SeO_4, H_2TeO_4) là những axit.

Bảng 6.1

Tóm tắt cấu tạo nguyên tử và tính chất của các nguyên tố trong nhóm oxi

	Oxi	Lưu huỳnh	Selen	Telu
Kí hiệu hoá học	O	S	Se	Te
Cấu hình electron lớp ngoài cùng	$2s^22p^4$	$3s^23p^4$	$4s^24p^4$	$5s^25p^4$
Độ âm điện	3,44	2,58	2,55	2,10
Bán kính nguyên tử (nm)	0,066	0,104	0,117	0,137
Hợp chất với hiđro	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
	→ Tính bền giảm dần			

BÀI TẬP

1. Hãy ghép cấu hình electron ở trạng thái cơ bản với nguyên tử thích hợp.

Cấu hình electron	Nguyên tử
A. [Ne] $3s^2 3p^4$	a. O

B. $1s^2 2s^2 2p^4$ b. Te

C. [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^4$ c. Se

D. [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^4$ d. S

2. Tính chất nào sau đây không đúng đối với nhóm oxi (nhóm VIA) ?

Từ nguyên tố oxi đến nguyên tố telu :

A. Độ âm điện của nguyên tử giảm dần.

B. Bán kính nguyên tử tăng dần.

C. Tính bền của hợp chất với hiđro tăng dần.

D. Tính axit của hợp chất hiđroxit giảm dần.

3. Hãy giải thích vì sao :

a) Trong hợp chất OF_2, nguyên tố oxi có số oxi hoá +2 ?

b) Trong hợp chất SO_2, nguyên tố lưu huỳnh có số oxi hoá +4 ?

4. Hãy giải thích vì sao :

a) Trong hợp chất cộng hoá trị với những nguyên tố có độ âm điện nhỏ hơn, các nguyên tố trong nhóm oxi có số oxi hoá là –2 ?

b) Trong hợp chất cộng hoá trị với những nguyên tố có độ âm điện lớn hơn, các nguyên tố trong nhóm oxi (S, Se, Te) có số oxi hoá là +4 và cực đại là + 6 ?

5. Có những cấu hình electron sau đây :

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$;

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$.

Hãy cho biết :

– Cấu hình electron viết ở trên là của nguyên tử nguyên tố nào ?

– Cấu hình electron nào ở trạng thái cơ bản ? Cấu hình electron nào ở trạng thái kích thích ?

Bài 41 OXI

- Cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố oxi cho chúng ta biết được tính chất hoá học cơ bản của oxi là gì ?
- Khí oxi có vai trò quan trọng như thế nào đối với đời sống và sản xuất ?
- Phương pháp điều chế oxi như thế nào ?

I – CẤU TẠO PHÂN TỬ OXI

Nguyên tử oxi có cấu hình electron $1s^22s^22p^4$, lớp ngoài cùng có 2 electron độc thân. Hai nguyên tử O liên kết cộng hoá trị không cực, tạo thành phân tử O_2. Công thức cấu tạo của phân tử oxi có thể viết là : O=O

II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ VÀ TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN CỦA OXI

1. Tính chất vật lí

Oxi là chất khí không màu, không mùi, nặng hơn không khí ($d = \frac{32}{29} \approx 1,1$). Dưới áp suất khí quyển, oxi hoá lỏng ở nhiệt độ -183^oC.

Khí oxi tan ít trong nước (100 ml nước ở 20^oC và 1 atm hoà tan được 3,1 ml khí oxi. Độ tan S = 0,0043 g/100 g H_2O).

2. Trạng thái tự nhiên

Oxi trong không khí là sản phẩm của quá trình quang hợp. Cây xanh là nhà máy sản xuất cacbohiđrat và oxi từ cacbon đioxit và nước dưới tác dụng của ánh sáng mặt trời. Nhờ sự quang hợp của cây xanh mà lượng khí oxi trong không khí hầu như không đổi :



$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{\text{ánh sáng}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC CỦA OXI

Nguyên tố oxi có độ âm điện lớn (3,44), chỉ đứng sau flo (3,98). Khi tham gia phản ứng, nguyên tử O dễ dàng nhận thêm 2e. Do vậy, oxi là *nguyên tố phi kim hoạt động, có tính oxi hoá mạnh*. Trong các hợp chất (trừ hợp chất với flo và hợp chất peoxit), nguyên tố oxi có số oxi hoá là −2.

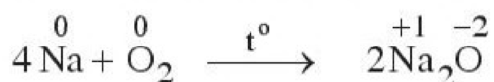
Oxi tác dụng với hầu hết các kim loại (trừ Au, Pt, ...) và phi kim (trừ halogen). Oxi tác dụng với nhiều hợp chất vô cơ và hữu cơ.

Quá trình oxi hoá các chất đều toả nhiệt, phản ứng có thể xảy ra nhanh hay chậm khác nhau phụ thuộc vào các điều kiện : nhiệt độ, bản chất và trạng thái của chất.

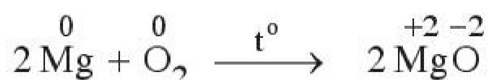
Dưới đây là một số thí dụ minh hoạ cho tính oxi hoá của oxi.

1. Tác dụng với kim loại

Na và Mg cháy sáng chói trong khí oxi, tạo ra hợp chất ion là oxit.



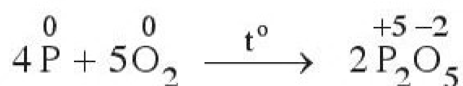
$$4\overset{0}{Na} + \overset{0}{O_2} \xrightarrow{t^o} 2\overset{+1}{Na_2}\overset{-2}{O}$$



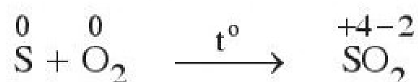
$$2\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O_2} \xrightarrow{t^o} 2\overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}$$

2. Tác dụng với phi kim

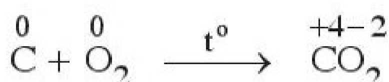
Nhiều phi kim cháy trong khí oxi tạo ra oxit, là những hợp chất liên kết cộng hoá trị có cực (hình 6.1 và 6.2) :



$$4\overset{0}{P} + 5\overset{0}{O_2} \xrightarrow{t^o} 2\overset{+5}{P_2}\overset{-2}{O_5}$$



$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O_2} \xrightarrow{t^o} \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2}$$



$$\overset{0}{C} + \overset{0}{O_2} \xrightarrow{t^o} \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}$$



Hình 6.1. *Lưu huỳnh cháy trong oxi*



Hình 6.2. *Cacbon cháy trong oxi*

3. Tác dụng với hợp chất

Ở nhiệt độ cao, nhiều hợp chất cháy trong khí oxi tạo ra oxit, là những hợp chất liên kết cộng hoá trị có cực.



$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

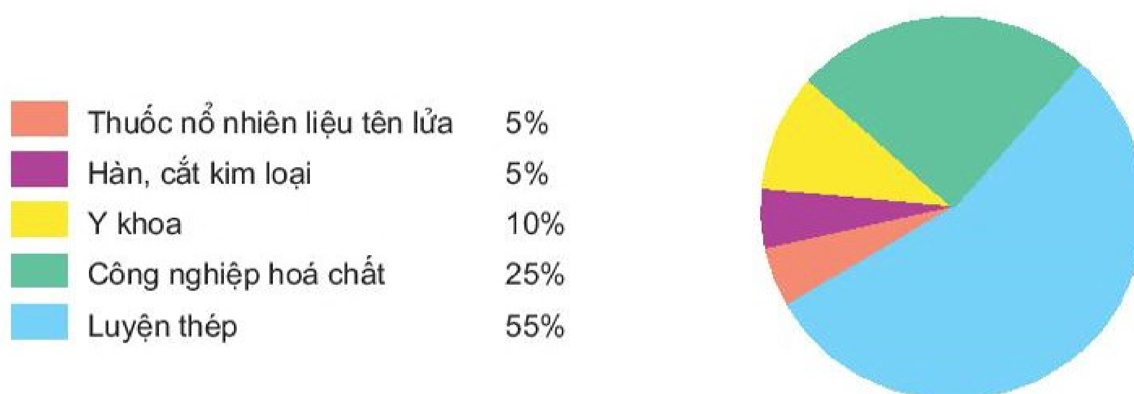


$$2H_2\overset{-2}{S} + 3\overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2} + 2H_2\overset{-2}{O}$$

IV – ỨNG DỤNG CỦA OXI

Oxi có vai trò quyết định đối với sự sống của con người và động vật. Mỗi người mỗi ngày cần từ 20 – 30 m^3 không khí để thở.

Hàng năm, trên thế giới sản xuất hàng chục triệu tấn oxi để đáp ứng nhu cầu đời sống và sản xuất (hình 6.3)



Hình 6.3. *Sơ đồ ứng dụng của oxi trong đời sống và sản xuất*

V – ĐIỀU CHẾ OXI

1. Trong phòng thí nghiệm

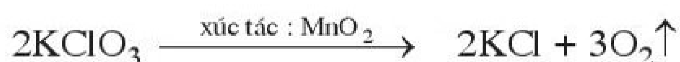
Trong phòng thí nghiệm, người ta điều chế oxi bằng phản ứng phân huỷ những hợp chất chứa oxi, kém bền với nhiệt như $KMnO_4$, $KClO_3$, H_2O_2,...

Thí dụ :

Đun nóng $KMnO_4$ hoặc $KClO_3$ với chất xúc tác là MnO_2 :



$$2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

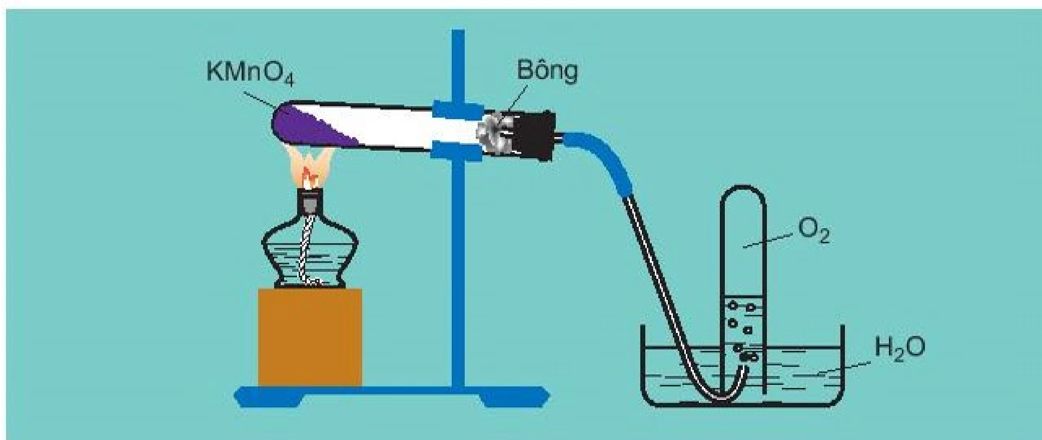


$$2KClO_3 \xrightarrow{\text{xúc tác : } MnO_2} 2KCl + 3O_2\uparrow$$

Phân huỷ hiđro peoxit (H_2O_2) với chất xúc tác là MnO_2 :



$$2H_2O_2 \xrightarrow{\text{xúc tác : } MnO_2} 2H_2O + O_2\uparrow$$



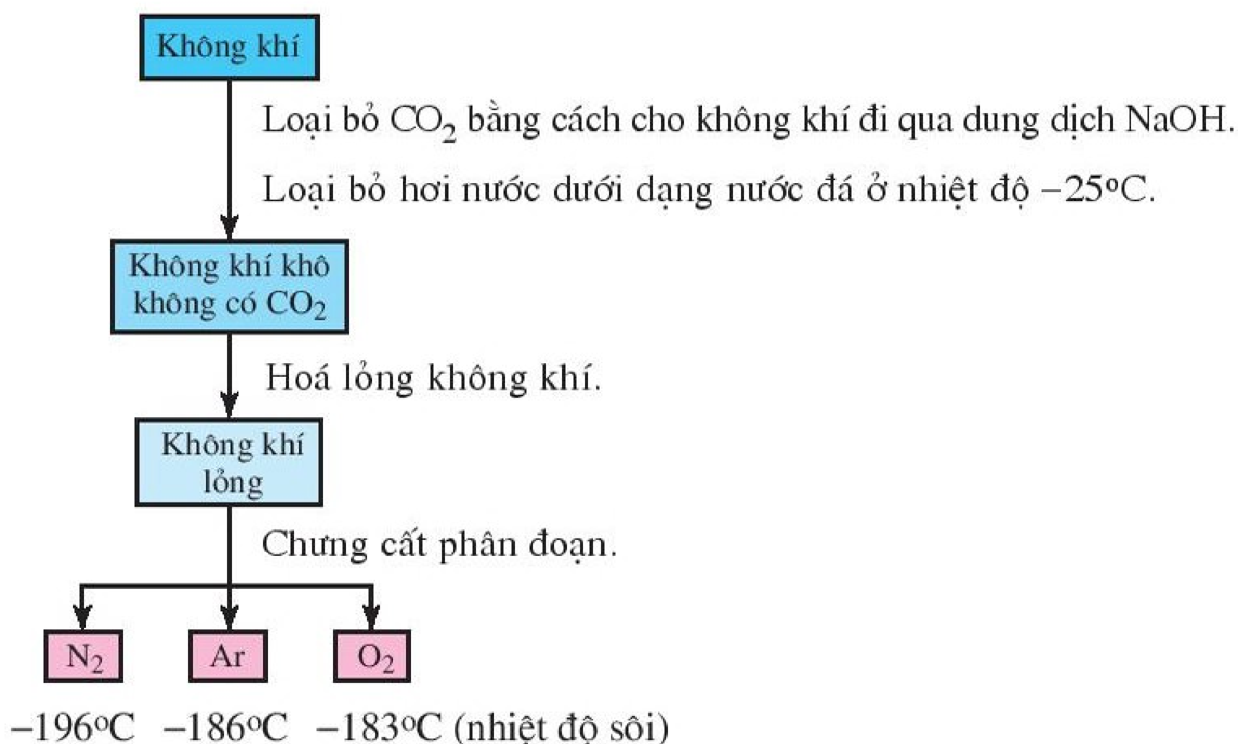
Hình 6.4. *Điều chế oxi bằng cách phân huỷ kali pemanganat.*

2. Trong công nghiệp

a) Từ không khí

Không khí sau khi đã loại bỏ CO_2, bụi và hơi nước, được hoá lỏng. Chưng cất phân đoạn không khí lỏng, thu được khí oxi ở $-183^{o}C$. Khí oxi được vận chuyển trong những bình thép có dung tích 100 lít dưới áp suất 150 atm (xem sơ đồ sản xuất oxi từ không khí).

Sơ đồ sản xuất oxi từ không khí :



b) Từ nước

Điện phân nước (nước có hoà tan chất điện li, như H_2SO_4 hoặc NaOH để tăng tính dẫn điện của nước) người ta thu được khí oxi ở cực dương (anot) và khí hiđro ở cực âm (catot) :



$$2H_2O \xrightarrow{\text{Điện phân}} 2H_2 + O_2$$

BÀI TẬP

1. Hãy giải thích :

a) Cấu tạo của phân tử oxi.

b) Oxi là phi kim có tính oxi hoá mạnh. Lấy thí dụ minh hoạ.

2. Trình bày những phương pháp điều chế oxi :

a) Trong phòng thí nghiệm.

b) Trong công nghiệp.

3. Thêm 3,0 g MnO_2 vào 197 g hỗn hợp muối KCl và $KClO_3$. Trộn kĩ và đun nóng hỗn hợp đến phản ứng hoàn toàn, thu được chất rắn cân nặng 152 g. Hãy xác định thành phần phần trăm khối lượng của hỗn hợp muối đã dùng.

4. So sánh thể tích khí oxi thu được (trong cùng điều kiện nhiệt độ và áp suất) khi phân huỷ hoàn toàn $KMnO_4$, $KClO_3$, H_2O_2 trong các trường hợp sau :

a) Lấy cùng khối lượng các chất đem phân huỷ.

b) Lấy cùng lượng các chất đem phân huỷ.

5*. Đốt cháy hoàn toàn m gam cacbon trong V lít khí oxi (điều kiện tiêu chuẩn), thu được hỗn hợp khí A có tỉ khối đối với oxi là 1,25.

a) Hãy xác định thành phần phần trăm theo thể tích các khí có trong hỗn hợp A.

b) Tính m và V. Biết rằng khi dẫn hỗn hợp khí A vào bình đựng dung dịch $Ca(OH)_2$ dư tạo thành 6 g kết tủa trắng.

Bài 42 OZON VÀ HIĐRO PEOXIT

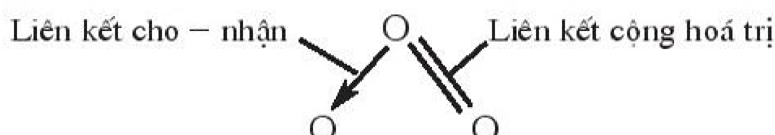
- **Ozon (O_3) và hiđro peoxit (H_2O_2) có tính chất hoá học cơ bản nào và được dùng để làm gì ?**

I – OZON

Oxi (O_2) và ozon (O_3) là hai dạng thù hình của nguyên tố oxi.

1. Cấu tạo phân tử của ozon

Phân tử ozon có ba nguyên tử oxi liên kết với nhau. Nguyên tử oxi trung tâm tạo nên một *liên kết cho – nhận* với một trong hai nguyên tử oxi và hai *liên kết cộng hoá trị* với nguyên tử oxi còn lại :



2. Tính chất của ozon

a) Tính chất vật lí

Ozon là chất khí, mùi đặc trưng, màu xanh nhạt. Ở nhiệt độ -112^oC, khí ozon hoá lỏng có màu xanh đậm. Ozon tan trong nước nhiều hơn oxi gần 16 lần (100 ml nước ở 0^oC hoà tan được 49 ml khí ozon).

b) Tính chất hoá học

Trên tầng cao của khí quyển, O_3 được tạo thành từ O_2 do ảnh hưởng của tia cực tím (UV) hoặc sự phóng điện trong cơn dông :



$$3O_2 \xrightarrow{UV} 2O_3$$

O_3 là một trong những chất có tính oxi hoá rất mạnh và mạnh hơn O_2.

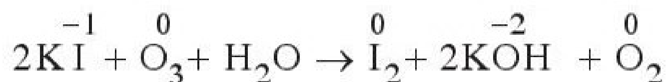
Thí dụ :

– O_3 oxi hoá hầu hết các kim loại (trừ Au và Pt). Ở điều kiện bình thường, O_2 không oxi hoá được Ag, nhưng O_3 oxi hoá Ag thành Ag_2O :



$$2Ag + O_3 \rightarrow Ag_2O + O_2$$

– O_2 không oxi hoá được ion I^- trong dung dịch, nhưng O_3 oxi hoá ion I^- thành I_2 :



$$2K\overset{-1}{I} + \overset{0}{O_3} + H_2O \rightarrow \overset{0}{I_2} + 2K\overset{-2}{O}H + \overset{0}{O_2}$$

3. Ứng dụng của ozon

Không khí chứa một lượng rất nhỏ ozon (dưới $10^{-6}\%$ theo thể tích) có tác dụng làm cho không khí trong lành. Với lượng ozon lớn hơn sẽ gây độc hại với con người.

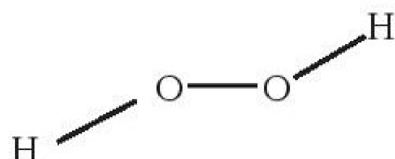
Trong thương mại, người ta dùng ozon để tẩy trắng các loại tinh bột, dầu ăn và nhiều chất khác.

Trong đời sống, người ta dùng ozon để khử trùng nước ăn, khử mùi, bảo quản hoa quả. Trong y khoa, ozon được dùng chữa sâu răng.

II – HIĐRO PEOXIT

1. Cấu tạo phân tử của hiđro peoxit

Hiđro peoxit (nước oxi già) có công thức phân tử là H_2O_2. Công thức cấu tạo của phân tử là :



Liên kết giữa các nguyên tử H và nguyên tử O là liên kết cộng hoá trị có cực (cặp electron chung lệch về phía nguyên tử O).

2. Tính chất của hiđro peoxit

a) Tính chất vật lí

Hiđro peoxit là chất lỏng không màu, nặng hơn nước (D = 1,45 g/cm^3), hoá rắn ở – 0,48°C, tan trong nước theo bất kì tỉ lệ nào.

b) Tính chất hoá học

– Hiđro peoxit là hợp chất ít bền, dễ bị phân huỷ thành H_2O và O_2, phản ứng toả nhiều nhiệt. Sự phân huỷ H_2O_2 sẽ xảy ra nhanh nếu có mặt chất xúc tác :

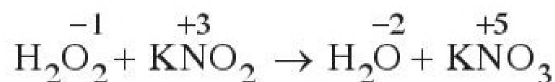


$$2H_2O_2 \xrightarrow{\text{xúc tác : } MnO_2} 2H_2O + O_2\uparrow$$

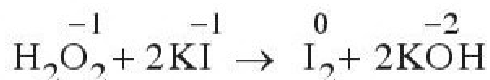
Phản ứng này được dùng để điều chế oxi trong phòng thí nghiệm.

– Số oxi hoá của nguyên tố oxi trong H_2O_2 là –1, là số oxi hoá trung gian giữa các số oxi hoá –2 và 0 của nguyên tố oxi. Vì vậy, *H_2O_2 vừa có tính oxi hoá, vừa có tính khử :*

H_2O_2 có tính oxi hoá khi tác dụng với chất khử. Thí dụ :

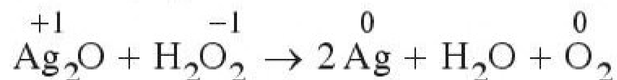


$$H_2\overset{-1}{O}_2 + K\overset{+3}{N}O_2 \rightarrow H_2\overset{-2}{O} + K\overset{+5}{N}O_3$$

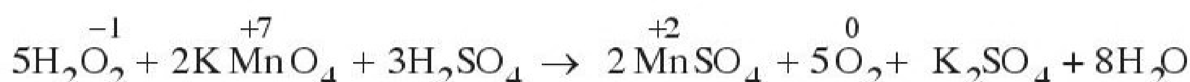


$$H_2\overset{-1}{O}_2 + 2K\overset{-1}{I} \rightarrow \overset{0}{I}_2 + 2K\overset{-2}{O}H$$

H_2O_2 có tính khử khi tác dụng với chất oxi hoá. Thí dụ :



$$\overset{+1}{Ag}_2O + H_2\overset{-1}{O}_2 \rightarrow 2\overset{0}{Ag} + H_2O + \overset{0}{O}_2$$



$$5H_2\overset{-1}{O}_2 + 2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 5\overset{0}{O}_2 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

3. Ứng dụng của hiđro peoxit

Hàng năm, các nước trên thế giới sản xuất được 720 000 tấn H_2O_2 (quy ra nguyên chất).

Những ứng dụng của hiđro peoxit liên quan đến tính oxi hoá của nó :

– 28% dùng làm chất tẩy trắng bột giấy.

– 20% dùng chế tạo nguyên liệu tẩy trắng trong bột giặt.

– 19% dùng tẩy trắng tơ sợi, lông, len, vải.

– 17% dùng làm chất bảo vệ môi trường, khai thác mỏ.

– 16% dùng trong các ngành công nghệ hoá chất, khử trùng hạt giống trong nông nghiệp, chất bảo quản nước giải khát, trong y khoa dùng làm chất sát trùng (dung dịch H_2O_2 3%),...

BÀI TẬP

1. Hiđro peoxit có thể tham gia những phản ứng hoá học :



$$H_2O_2 + 2KI \rightarrow I_2 + 2KOH \quad (1)$$



$$H_2O_2 + Ag_2O \rightarrow 2Ag + H_2O + O_2 \quad (2)$$

Tính chất của H_2O_2 được diễn tả đúng nhất là :

A. Hiđro peoxit chỉ có tính oxi hoá.

B. Hiđro peoxit chỉ có tính khử.

C. Hiđro peoxit không có tính oxi hoá, không có tính khử.

D. Hiđro peoxit vừa có tính oxi hoá, vừa có tính khử.

2. Có hai bình, một đựng khí oxi, một đựng khí ozon. Hãy giới thiệu thuốc thử để phân biệt từng khí.

3. Hãy dẫn ra những phản ứng hoá học để chứng minh cho tính chất của các chất sau :

a) Oxi và ozon cùng có tính oxi hoá, nhưng ozon có tính oxi hoá mạnh hơn oxi.

b) Nước và hiđro peoxit cùng có tính oxi hoá, nhưng hiđro peoxit có tính oxi hoá mạnh hơn nước.

4. Ozon và hiđro peoxit có những tính chất hoá học nào giống nhau, khác nhau ? Lấy thí dụ minh hoạ.

5. Có hỗn hợp khí oxi và ozon. Sau một thời gian, ozon bị phân huỷ hết, ta được một chất khí duy nhất có thể tích tăng thêm 2%.

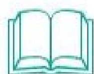
Hãy xác định thành phần phần trăm theo thể tích của hỗn hợp khí ban đầu. Biết các thể tích khí được đo ở cùng điều kiện nhiệt độ, áp suất.

6*. Hỗn hợp khí A gồm có O_2 và O_3, tỉ khối của hỗn hợp khí A đối với hiđro là 19,2. Hỗn hợp khí B gồm có H_2 và CO, tỉ khối của hỗn hợp khí B đối với hiđro là 3,6.

a) Tính thành phần phần trăm theo thể tích các khí trong hỗn hợp A và hỗn hợp B.

b) Tính số mol hỗn hợp khí A cần dùng để đốt cháy hoàn toàn 1 mol hỗn hợp khí B.

Các thể tích khí được đo trong cùng điều kiện nhiệt độ, áp suất.



Tư liệu

OZON – CHẤT GÂY Ô NHIỄM HAY CHẤT BẢO VỆ ?

* Phía trên tầng đối lưu và phần dưới tầng bình lưu ở độ cao 20 – 30 km là tầng ozon. Tầng ozon đóng vai trò cực kì quan trọng, nó có tác dụng như lá chắn bảo vệ cho sự sống trên bề mặt trái đất, ngăn không cho tia cực tím từ vũ trụ thâm nhập trái đất :



$$O_3 \xrightarrow{UV} O_2 + O^{\bullet}$$

* Trên mặt đất, những khí thải của động cơ ôtô, xe máy có CO, NO. Khí NO được hình thành là do sự kết hợp trực tiếp của N_2 và O_2 trong xi-lanh của động cơ đốt trong :



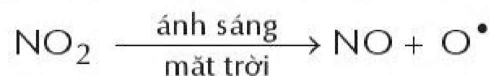
$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$$

Trong không khí, nitơ monooxit bị oxi hoá thành nitơ đioxit NO_2 :



$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

Ánh sáng mặt trời phân huỷ NO_2 thành gốc oxi tự do :



$$NO_2 \xrightarrow[\text{mặt trời}]{\text{ánh sáng}} NO + O^{\bullet}$$

Gốc oxi tự do kết hợp với O_2 tạo thành O_3 :



$$O^{\bullet} + O_2 \rightarrow O_3$$

Ở tầng thấp (trên mặt đất) thì ngược lại, O_3 là chất ô nhiễm. Nó cùng với những hợp chất oxit nitơ gây nên mù quang hoá bao phủ bầu trời thành phố trong những ngày hè không gió. Mù quang hoá gây đau cơ bắp, mũi, cuống họng, đó là nguồn gốc của bệnh khó thở.

Ozon cũng giống cacbon đioxit, là chất khí gây hiệu ứng nhà kính. Nồng độ O_3 trong khí quyển tăng lên 2 lần thì nhiệt độ mặt đất tăng thêm 1°C.

SỰ PHÁ HUỶ TẦNG OZON

Một trong những nguyên nhân làm suy giảm tầng ozon là do sử dụng hợp chất CFC (cloflocacbon), như CCl_2F_2, CCl_3F,... có tên chung là freon. Freon là chất sinh hàn, được dùng trong tủ lạnh, máy điều hoà,... Khi thải khí freon vào tầng đối lưu, nó dần khuyếch tán sang tầng bình lưu. Ở đây, dưới tác dụng của tia cực tím, nó bị phân huỷ thành gốc tự do $Cl^{\bullet}$:

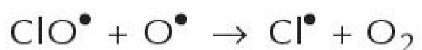


$$CCl_2F_2 \xrightarrow{UV} Cl^{\bullet} + CClF_2^{\bullet}$$

Gốc tự do $Cl^{\bullet}$ phá huỷ ozon :



$$Cl^{\bullet} + O_3 \rightarrow ClO^{\bullet} + O_2$$



$$ClO^{\bullet} + O^{\bullet} \rightarrow Cl^{\bullet} + O_2$$

Gốc tự do $Cl^{\bullet}$ sinh ra lại tiếp tục thực hiện phản ứng dây chuyền với O_3. Mỗi gốc $Cl^{\bullet}$ phá huỷ hàng nghìn, hàng chục nghìn phân tử O_3 gây ra hiện tượng thủng tầng ozon. Bức xạ cực tím của vũ trụ qua những lỗ thủng này tới mặt đất gây ra bệnh ung thư da, huỷ hoại mắt,...



Hình 6.5. *Bầu trời ban ngày ở thành phố Los Angeles (Hoa Kì) thường bị bao phủ bởi lớp mù quang hoá dày đặc*

Công ước quốc tế về môi trường đã cấm sản xuất hợp chất CFC, nhưng với khối lượng CFC hiện có trong khí quyển sẽ tiếp tục phá huỷ tầng ozon tới hàng trăm năm sau.

Bài 43 LƯU HUỲNH

- **Cấu tạo phân tử và tính chất vật lí của lưu huỳnh biến đổi thế nào theo nhiệt độ ? Tính chất hoá học của lưu huỳnh có gì đặc biệt ?**

I – TÍNH CHẤT VẬT LÍ CỦA LƯU HUỲNH

1. Hai dạng thù hình của lưu huỳnh

Lưu huỳnh có hai dạng thù hình : Lưu huỳnh tà phương (S_α) và lưu huỳnh đơn tà (S_β). Chúng khác nhau về cấu tạo tinh thể và một số tính chất vật lí, nhưng tính chất hoá học giống nhau.

Hai dạng lưu huỳnh S_α và S_β có thể biến đổi qua lại với nhau theo điều kiện nhiệt độ (xem bảng sau).

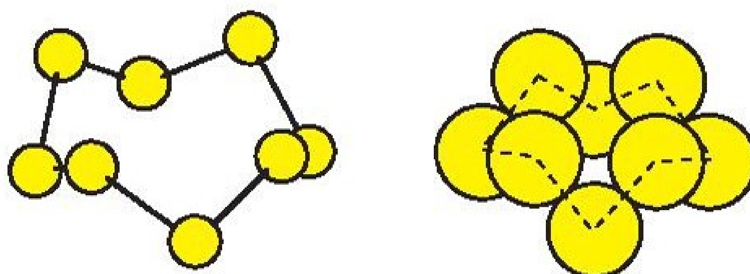
Cấu tạo tinh thể và tính chất vật lí	Lưu huỳnh tà phương (S_α)	Lưu huỳnh đơn tà (S_β)
Cấu tạo tinh thể		
Khối lượng riêng	2,07 g/cm^3	1,96 g/cm^3
Nhiệt độ nóng chảy	113^{o}C	119^{o}C
Nhiệt độ bền	dưới 95,5^{o}C	từ 95,5 đến 119^{o}C

2. Ảnh hưởng của nhiệt độ đối với cấu tạo phân tử và tính chất vật lí của lưu huỳnh

Thí nghiệm :

Cho một mẩu nhỏ lưu huỳnh vào ống nghiệm rồi đun trên ngọn lửa đèn cồn. Quan sát hiện tượng ta thấy :

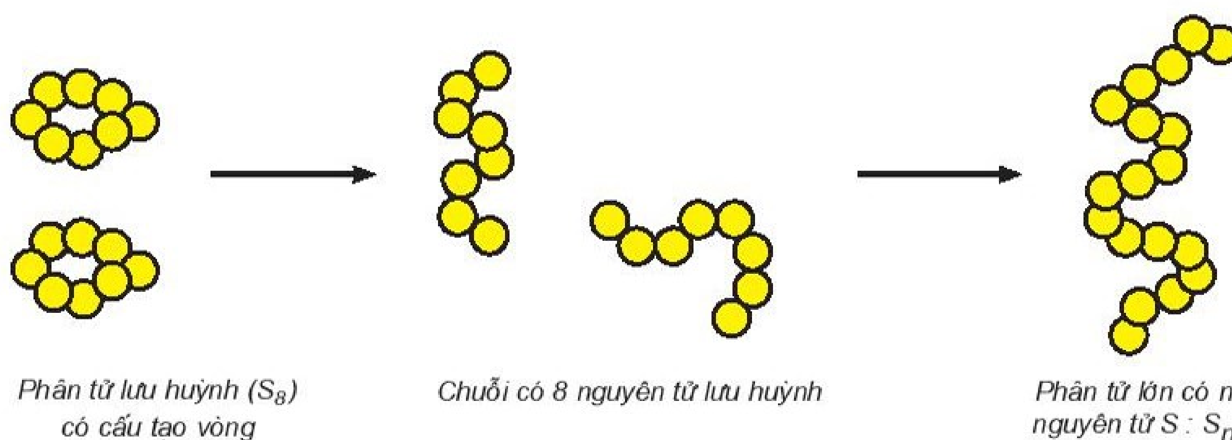
Ở nhiệt độ thấp hơn nhiệt độ nóng chảy (dưới 113°C), S_α và S_β là chất rắn, màu vàng. Phân tử lưu huỳnh gồm 8 nguyên tử liên kết cộng hoá trị với nhau tạo thành mạch vòng (hình 6.6) :



Hình 6.6. *Mô hình cấu tạo vòng của phân tử lưu huỳnh S_8*

Ở nhiệt độ 119°C, lưu huỳnh nóng chảy thành chất lỏng màu vàng, rất linh động. Ở nhiệt độ này, các phân tử S_8 chuyển động trượt trên nhau rất dễ dàng.

Ở nhiệt độ 187°C, lưu huỳnh lỏng trở nên quánh nhớt, có màu nâu đỏ. Ở nhiệt độ này, mạch vòng của phân tử S_8 bị đứt gẫy tạo thành những chuỗi có 8 nguyên tử S. Những chuỗi này liên kết với nhau tạo thành phân tử lớn, chứa tới hàng triệu nguyên tử (S_n). Những phân tử S_n chuyển động rất khó khăn (hình 6.7) :



Hình 6.7. *Sự biến đổi S_8 thành S_n*

Ở nhiệt độ 445°C, lưu huỳnh sôi. Ở nhiệt độ này các phân tử lớn S_n bị đứt gẫy thành nhiều phân tử nhỏ bay hơi. Thí dụ, ở 1400°C hơi lưu huỳnh là những phân tử S_2, ở nhiệt độ 1700°C hơi lưu huỳnh là những nguyên tử S.

Để đơn giản, người ta dùng kí hiệu S mà không dùng công thức phân tử S_8 trong các phản ứng hoá học.

II – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC CỦA LƯU HUỲNH

Nguyên tử S có cấu hình electron là $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Ở trạng thái cơ bản, nguyên tử S có 2 electron độc thân. Ở trạng thái kích thích, nguyên tử S có 4 hoặc 6 electron độc thân.

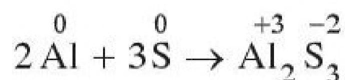
Bởi vậy, trong các hợp chất của S với những nguyên tố có độ âm điện nhỏ hơn (kim loại, hiđro,...), nguyên tố S có số oxi hoá −2.

Trong các hợp chất cộng hoá trị của S với những nguyên tố có độ âm điện lớn hơn (oxi, clo,...), nguyên tố S có số oxi hoá +4 hoặc +6.

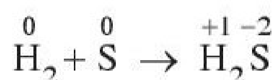
Như vậy, đơn chất lưu huỳnh (số oxi hoá = 0) có số oxi hoá trung gian giữa −2 và +6. Khi tham gia phản ứng hoá học, nó thể hiện tính oxi hoá hoặc tính khử.

1. Lưu huỳnh tác dụng với kim loại và hiđro

Lưu huỳnh tác dụng với nhiều kim loại và hiđro ở nhiệt độ cao, sản phẩm là muối sunfua hoặc hiđro sunfua (hình 6.8 và 6.9) :



$$2\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{S} \rightarrow \overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{S_3}$$



$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{S} \rightarrow \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S}$$

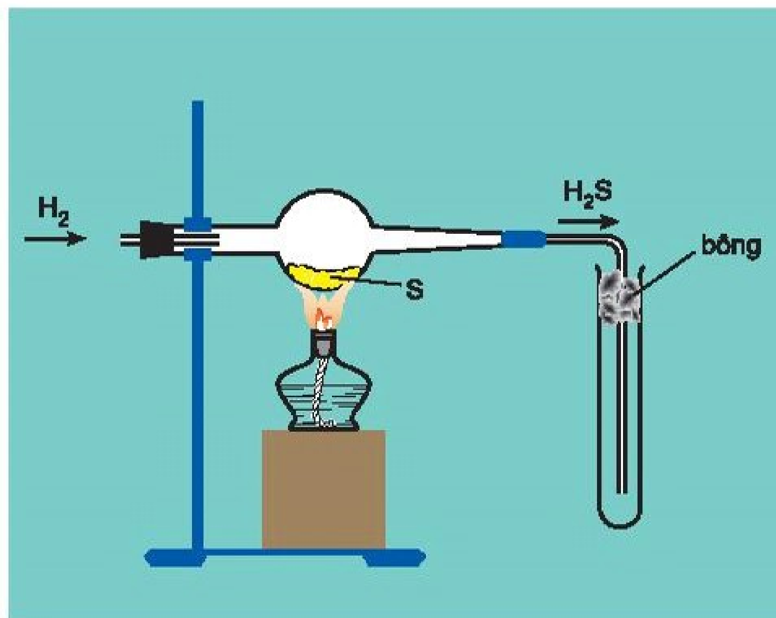
Lưu huỳnh tác dụng với thuỷ ngân ở nhiệt độ thường tạo muối thuỷ ngân(II) sunfua :



$$\overset{0}{Hg} + \overset{0}{S} \rightarrow \overset{+2}{Hg}\overset{-2}{S}$$



Hình 6.8. *Lưu huỳnh tác dụng với nhôm*

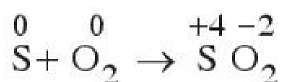


Hình 6.9. *Lưu huỳnh tác dụng với hiđro*

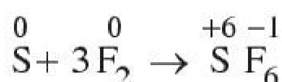
Trong những thí dụ trên, số oxi hoá của nguyên tố S giảm từ 0 xuống −2. *S thể hiện tính oxi hoá.*

2. Lưu huỳnh tác dụng với phi kim

Ở nhiệt độ thích hợp, lưu huỳnh tác dụng được với một số phi kim như oxi, clo, flo :



$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2}$$



$$\overset{0}{S} + 3\overset{0}{F_2} \rightarrow \overset{+6}{S}\overset{-1}{F_6}$$

Trong những phản ứng trên, số oxi hoá của nguyên tố S tăng từ 0 đến +4 hoặc +6. *S thể hiện tính khử.*

III – ỨNG DỤNG CỦA LƯU HUỲNH

Lưu huỳnh là nguyên liệu quan trọng cho nhiều ngành công nghiệp :

– 90% lượng lưu huỳnh sản xuất được dùng để điều chế H_2SO_4.

– 10% lượng lưu huỳnh còn lại được dùng để lưu hoá cao su, chế tạo diêm, sản xuất chất tẩy trắng bột giấy, chất dẻo ebonit, dược phẩm, phẩm nhuộm, chất trừ sâu và chất diệt nấm trong nông nghiệp, ...

IV – SẢN XUẤT LƯU HUỲNH

1. Khai thác lưu huỳnh

Để khai thác lưu huỳnh dạng tự do trong lòng đất, người ta dùng hệ thống thiết bị nén nước siêu nóng (170°C) vào mỏ lưu huỳnh để đẩy lưu huỳnh nóng chảy lên mặt đất (phương pháp Frasch).

2. Sản xuất lưu huỳnh từ hợp chất

Trong công nghiệp luyện kim màu, người ta thu được một lượng lớn sản phẩm phụ là SO_2. Trong khí tự nhiên, người ta cũng tách ra được một lượng đáng kể khí H_2S. Từ những khí này, điều chế ra lưu huỳnh.

a) *Đốt H_2S trong điều kiện thiếu không khí :*



$$2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$$

b) *Dùng H_2S khử SO_2 :*



$$2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$$

Phương pháp này cho phép thu hồi trên 90% lượng lưu huỳnh có trong các khí thải độc hại SO_2 và H_2S.

BÀI TẬP

1. Cấu hình electron nguyên tử nào là của lưu huỳnh ở trạng thái kích thích ?

A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

B. $1s^2 2s^2 2p^4$

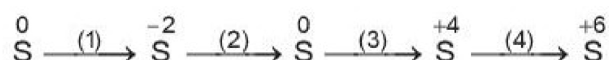
C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$

D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Hãy chọn câu trả lời đúng.

2. Ta có thể dự đoán sự thay đổi về khối lượng riêng, về thể tích diễn ra như thế nào khi giữ lưu huỳnh đơn tà (S_β) vài ngày ở nhiệt độ phòng ?

3. Hãy viết các phương trình hoá học biểu diễn sự biến đổi số oxi hoá của nguyên tố lưu huỳnh theo sơ đồ sau :



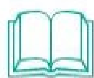
$$\overset{0}{S} \xrightarrow{(1)} \overset{-2}{S} \xrightarrow{(2)} \overset{0}{S} \xrightarrow{(3)} \overset{+4}{S} \xrightarrow{(4)} \overset{+6}{S}$$

4. Đun nóng một hỗn hợp bột gồm 2,97 g Al và 4,08 g S trong môi trường kín không có không khí, được sản phẩm là hỗn hợp rắn A. Ngâm A trong dung dịch HCl dư, thu được hỗn hợp khí B.

a) Hãy viết phương trình hoá học của các phản ứng.

b) Xác định thành phần định tính và khối lượng các chất trong hỗn hợp A.

c) Xác định thành phần định tính và thể tích các chất trong hỗn hợp khí B ở điều kiện tiêu chuẩn.



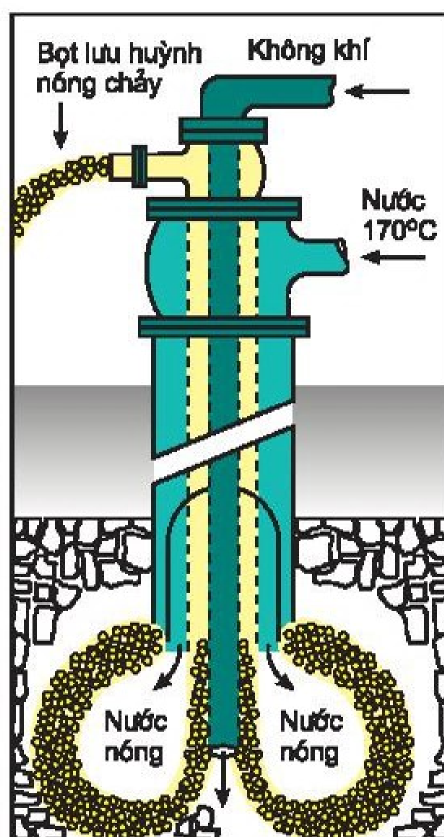
Tư liệu

KHAI THÁC LƯU HUỲNH TRONG LÒNG ĐẤT

Nhiều nơi trên thế giới, lưu huỳnh lắng đọng thành những mỏ lớn. Những mỏ này nằm giữa lớp đá sâu hàng trăm mét trong lòng đất, do vậy việc khai thác lộ thiên là rất khó khăn. Hecman (1851-1914) đã phát minh ra phương pháp khai thác lưu huỳnh rất hiệu quả, được gọi là phương pháp Frasch (hình 6.10).

Người ta khoan những lỗ khoan sâu tới mỏ lưu huỳnh rồi đặt vào đó hệ thống thiết bị gồm ba ống đồng tâm lồng vào nhau có đường kính lần lượt là 2,5 cm ; 7,5 cm và 15 cm. Nước siêu nóng (170°C) được nén vào ống ngoài cùng để làm nóng chảy lưu huỳnh. Không khí được nén vào ống trung tâm để tạo áp suất cao. Hỗn hợp bọt của không khí, nước và lưu huỳnh nóng chảy được đẩy lên mặt đất qua ống còn lại. Tách lưu huỳnh nóng chảy ra khỏi hỗn hợp, được lưu huỳnh có độ tinh khiết 99,5%.

Hiện nay, hơn 80% khối lượng lưu huỳnh được sản xuất trên thế giới bằng phương pháp Frasch.



Hình 6.10. *Thiết bị khai thác lưu huỳnh (phương pháp Frasch)*

Bài 44 HIĐRO SUNFUA

• **Hiđro sunfua có những tính chất hoá học đặc trưng nào ? Những phản ứng hoá học nào có thể minh chứng cho những tính chất này ?**

I – CẤU TẠO PHÂN TỬ

Phân tử hiđro sunfua (H_2S) có cấu tạo tương tự phân tử H_2O. Nguyên tử S có *2 electron độc thân ở phân lớp 3p tạo ra 2 liên kết cộng hoá trị* với 2 nguyên tử H. Trong hợp chất này, nguyên tố S có số oxi hoá −2.

II – TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Hiđro sunfua là khí không màu, mùi trứng thối, nặng hơn không khí ($d = \frac{34}{29} \approx 1,17$). Hoá lỏng ở $-60^{o}C$, hoá rắn ở $-86^{o}C$. Khí H_2S tan trong nước (ở $20^{o}C$ và 1atm, khí hiđro sunfua có độ tan S = 0,38 g/100 g H_2O). Khí H_2S rất độc, không khí có chứa một lượng nhỏ khí này có thể gây ngộ độc nặng cho người và động vật.

III – TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Tính axit yếu

Hiđro sunfua tan trong nước tạo thành *dung dịch axit rất yếu* (yếu hơn axit cacbonic), có tên là *axit sunfuhiđric (H_2S)*.

Axit sunfuhiđric tác dụng với kiềm tạo nên 2 loại muối : muối trung hoà, như Na_2S chứa ion S^{2-} và muối axit, như NaHS chứa ion HS^-.

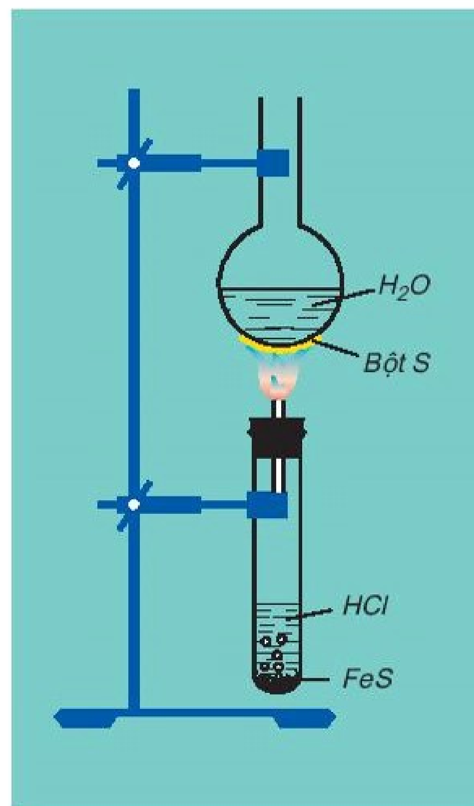
2. Tính khử mạnh

Trong hợp chất H_2S, nguyên tố lưu huỳnh có *số oxi hoá thấp nhất* là −2. Khi tham gia phản ứng hoá học, tuỳ thuộc vào bản chất và nồng độ của chất oxi hoá,

nhiệt độ,... mà nguyên tố lưu huỳnh có số oxi hoá –2 ($\overset{-2}{S}$) có thể bị oxi hoá thành lưu huỳnh tự do ($\overset{0}{S}$), hoặc lưu huỳnh có số oxi hoá +4 ($\overset{+4}{S}$), hoặc lưu huỳnh có số oxi hoá +6 ($\overset{+6}{S}$).

Vì vậy, hiđro sunfua có *tính khử mạnh*.

Các thí dụ sau đây chứng minh cho tính khử của hiđro sunfua :



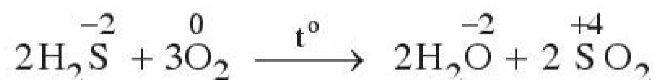
Hình 6.11. *H_2S cháy trong điều kiện thiếu không khí.*

– Dung dịch axit sunfuhiđric tiếp xúc với không khí, nó dần trở nên vẩn đục màu vàng, do oxi của không khí đã oxi hoá H_2S thành $\overset{0}{S}$:



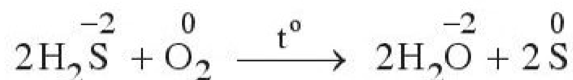
$$2H_2\overset{-2}{S} + \overset{0}{O_2} \rightarrow 2H_2\overset{-2}{O} + 2\overset{0}{S}$$

– Ở nhiệt độ cao, khí H_2S cháy trong không khí với ngọn lửa xanh nhạt, H_2S bị oxi hoá thành SO_2 :



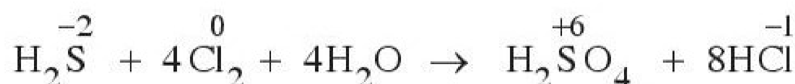
$$2H_2\overset{-2}{S} + 3\overset{0}{O_2} \xrightarrow{t^o} 2H_2\overset{-2}{O} + 2\overset{+4}{S}O_2$$

Nếu không cung cấp đủ không khí hoặc ở nhiệt độ không cao lắm thì H_2S bị oxi hoá thành $\overset{0}{S}$:



$$2H_2\overset{-2}{S} + \overset{0}{O_2} \xrightarrow{t^o} 2H_2\overset{-2}{O} + 2\overset{0}{S}$$

– Clo có thể oxi hoá H_2S thành H_2SO_4 :



$$H_2\overset{-2}{S} + 4\overset{0}{Cl_2} + 4H_2O \rightarrow H_2\overset{+6}{S}O_4 + 8H\overset{-1}{Cl}$$

IV – TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN. ĐIỀU CHẾ

Trong tự nhiên, hiđro sunfua có trong một số nước suối, trong khí núi lửa, khí thoát ra từ chất protein bị thối rữa,...

Trong công nghiệp không sản xuất hiđro sunfua. Trong phòng thí nghiệm điều chế bằng phản ứng của dung dịch axit clohiđric với sắt(II) sunfua :



$$FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

V – TÍNH CHẤT CỦA MUỐI SUNFUA

Muối sunfua của các kim loại nhóm IA, IIA (trừ Be) như Na_2S, K_2S tan trong nước và tác dụng với các dung dịch axit HCl, H_2SO_4 loãng sinh ra khí H_2S :



$$Na_2S + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2S\uparrow$$

Muối sunfua của một số kim loại nặng như PbS, CuS, ... không tan trong nước, không tác dụng với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng.

Muối sunfua của những kim loại còn lại như ZnS, FeS, ... không tan trong nước, nhưng tác dụng với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng sinh ra khí H_2S :



$$ZnS + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S\uparrow$$

Một số muối sunfua có màu đặc trưng : CdS màu vàng, CuS, FeS, Ag_2S, ... màu đen.

BÀI TẬP

1. Cho phản ứng hoá học :



$$H_2S + 4Cl_2 + 4H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 8HCl$$

Câu nào diễn tả đúng tính chất của các chất phản ứng ?

A. H_2S là chất oxi hoá, Cl_2 là chất khử ;

B. H_2S là chất khử, H_2O là chất oxi hoá ;

C. Cl_2 là chất oxi hoá, H_2O là chất khử ;

D. Cl_2 là chất oxi hoá, H_2S là chất khử.

2. Bạc tiếp xúc với không khí có H_2S bị biến đổi thành Ag_2S màu đen :



$$4Ag + 2H_2S + O_2 \rightarrow 2Ag_2S + 2H_2O$$

Câu nào diễn tả đúng tính chất của các chất phản ứng ?

A. Ag là chất oxi hoá, H_2S là chất khử ;

B. H_2S là chất khử, O_2 là chất oxi hoá ;

C. Ag là chất khử, O_2 là chất oxi hoá ;

D. H_2S vừa là chất oxi hoá, vừa là chất khử, còn Ag là chất khử.

3. Dẫn khí H_2S vào dung dịch hỗn hợp $KMnO_4$ và H_2SO_4, nhận thấy màu tím của dung dịch chuyển sang không màu và có vẩn đục màu vàng. Hãy :

a) Giải thích hiện tượng quan sát được.

b) Viết phương trình hoá học biểu diễn phản ứng.

c) Cho biết vai trò của các chất phản ứng H_2S và $KMnO_4$.

4. Có bốn dung dịch loãng của các muối NaCl, KNO_3, $Pb(NO_3)_2$, $CuSO_4$. Hãy cho biết có hiện tượng gì xảy ra và giải thích khi cho :

a) Dung dịch Na_2S vào mỗi dung dịch các muối trên.

b) Khí H_2S đi vào mỗi dung dịch các muối trên.

5. Cho hỗn hợp FeS và Fe tác dụng với dung dịch HCl (dư), thu được 2,464 lít hỗn hợp khí ở điều kiện tiêu chuẩn. Dẫn hỗn hợp khí này đi qua dung dịch $Pb(NO_3)_2$ (dư), sinh ra 23,9 g kết tủa màu đen.

a) Viết phương trình hoá học của các phản ứng đã xảy ra.

b) Hỗn hợp khí thu được gồm những khí nào ? Tính tỉ lệ số mol các khí trong hỗn hợp.

c) Tính thành phần phần trăm theo khối lượng của hỗn hợp rắn ban đầu.

Bài 45

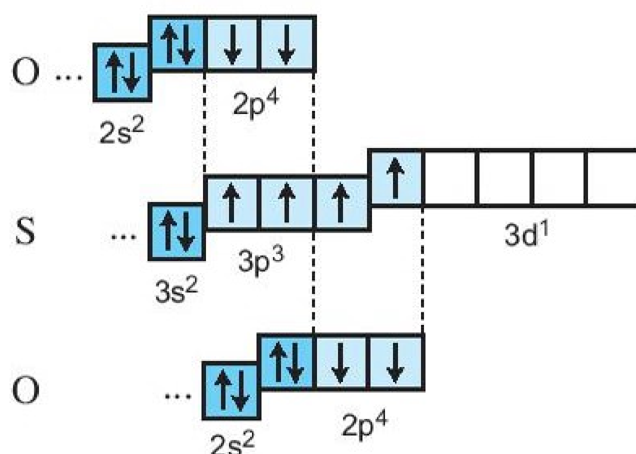
HỢP CHẤT CÓ OXI CỦA LƯU HUỲNH

- Lưu huỳnh đioxit (SO_2), lưu huỳnh trioxit (SO_3) có cấu tạo phân tử và tính chất hoá học nào ? Những phản ứng hoá học nào có thể chứng minh điều này ?
- Axit sunfuric loãng và đặc có những tính chất hoá học nào ? Dẫn ra những phản ứng và viết các phương trình hoá học.

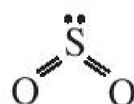
I – LƯU HUỲNH ĐIOXIT

1. Cấu tạo phân tử

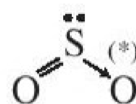
Nguyên tử lưu huỳnh ở trạng thái kích thích có 4 electron độc thân ở các phân lớp 3p và 3d : ... $3s^2\ 3p^3\ 3d^1$. Những electron độc thân này của nguyên tử S liên kết với 4 electron độc thân của hai nguyên tử O tạo thành bốn liên kết cộng hoá trị có cực :



- Công thức cấu tạo :



Công thức cấu tạo của SO_2 còn có thể biểu diễn như sau :



- Trong hợp chất SO_2, nguyên tố lưu huỳnh có số oxi hoá +4.

(*) Cách viết này phù hợp với quy tắc bát tử.

2. Tính chất vật lí

Lưu huỳnh đioxit hay khí sunfurơ là chất khí không màu, mùi hắc, nặng hơn hai lần không khí ($d = \frac{64}{29} \approx 2,2$), hoá lỏng ở -10^oC.

Lưu huỳnh đioxit tan nhiều trong nước (1 thể tích nước ở 20^oC hoà tan được 40 thể tích khí SO_2).

Lưu huỳnh đioxit là khí độc, hít thở phải không khí có SO_2 sẽ gây viêm đường hô hấp.

3. Tính chất hoá học

a) Lưu huỳnh đioxit là oxit axit

SO_2 tan trong nước tạo thành dung dịch axit sunfurơ (H_2SO_3) :



$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3$$

H_2SO_3 là axit yếu (mạnh hơn axit sunfuhiđric) và không bền (ngay trong dung dịch, H_2SO_3 cũng bị phân huỷ thành SO_2 và H_2O).

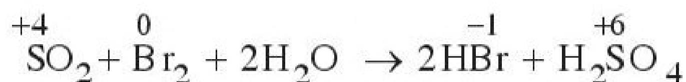
SO_2 tác dụng với dung dịch bazơ, tạo nên 2 loại muối : muối trung hoà, như Na_2SO_3, chứa ion sunfit (SO_3^{2-}) và muối axit, như $NaHSO_3$, chứa ion hiđrosunfit (HSO_3^-).

b) Lưu huỳnh đioxit là chất khử và là chất oxi hoá

Trong hợp chất SO_2, nguyên tố lưu huỳnh có số oxi hoá +4, là số oxi hoá trung gian giữa các số oxi hoá −2 và +6. Do vậy, khi tham gia phản ứng oxi hoá – khử, SO_2 có thể bị khử hoặc bị oxi hoá.

Thí dụ :

Lưu huỳnh đioxit *là chất khử* khi tác dụng với những chất oxi hoá mạnh, như halogen, kali pemanganat,... :

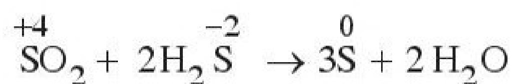


$$\overset{+4}{S}O_2 + \overset{0}{Br_2} + 2H_2O \rightarrow 2H\overset{-1}{Br} + H_2\overset{+6}{S}O_4$$

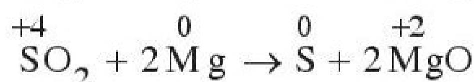


$$5\overset{+4}{S}O_2 + 2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 2H_2O \rightarrow K_2\overset{+6}{S}O_4 + 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 2H_2\overset{+6}{S}O_4$$

Lưu huỳnh đioxit *là chất oxi hoá* khi tác dụng với chất khử mạnh hơn, như H_2S, Mg,... :



$$\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2\overset{-2}{S} \rightarrow 3\overset{0}{S} + 2H_2O$$



$$\overset{+4}{S}O_2 + 2\overset{0}{Mg} \rightarrow \overset{0}{S} + 2\overset{+2}{Mg}O$$

4. Lưu huỳnh đioxit – chất gây ô nhiễm

Lưu huỳnh đioxit là một trong các chất chủ yếu gây ô nhiễm môi trường. Nó được sinh ra do sự đốt cháy các nhiên liệu hoá thạch (than, dầu, khí đốt), thoát vào bầu khí quyển và là một trong những nguyên nhân chính gây ra *mưa axit*. Mưa axit tàn phá nhiều rừng cây, công trình kiến trúc bằng đá và kim loại, biến đất đai trồng trọt thành những vùng hoang mạc. Không khí có SO_2 gây hại cho sức khoẻ con người (gây viêm phổi, mắt, da).

5. Ứng dụng và điều chế lưu huỳnh đioxit

a) Ứng dụng

Lưu huỳnh đioxit được dùng để :

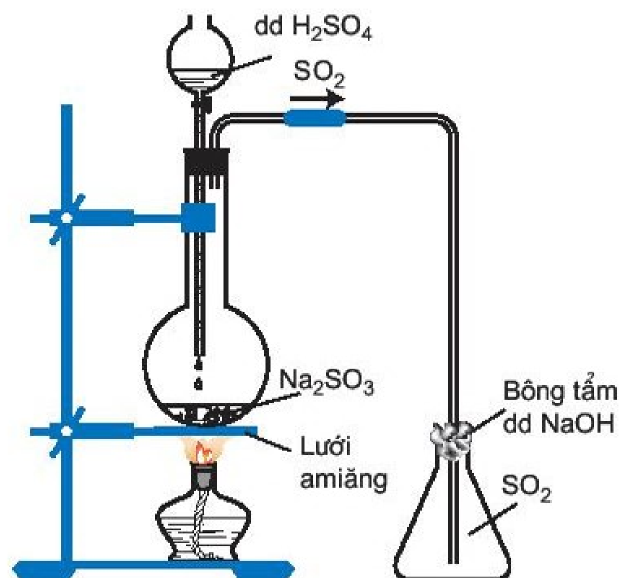
– Sản xuất axit sunfuric.

– Tẩy trắng giấy, bột giấy.

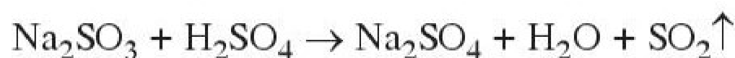
– Chống nấm mốc cho lương thực, thực phẩm,...

b) Điều chế

• Trong phòng thí nghiệm, SO_2 được điều chế bằng cách đun nóng dung dịch axit H_2SO_4 với muối Na_2SO_3 (hình 6.12).



Hình 6.12. *Điều chế SO_2 trong phòng thí nghiệm*



$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2\uparrow$$

Thu SO_2 vào bình bằng cách đẩy không khí.

• Trong công nghiệp, SO_2 được điều chế bằng cách :

– Đốt cháy lưu huỳnh.

– Đốt quặng sunfua kim loại, như pirit sắt (FeS_2) :

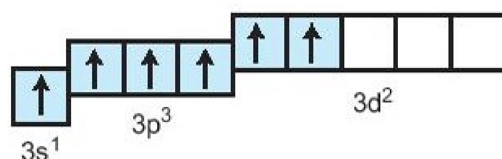


$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow$$

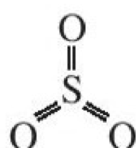
II – LƯU HUỲNH TRIOXIT

1. Cấu tạo phân tử

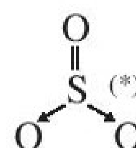
Nguyên tử lưu huỳnh ở trạng thái kích thích có thể có cấu hình electron lớp ngoài cùng là : $3s^1\ 3p^3\ 3d^2$



Ở trạng thái này, nguyên tử S có 6 electron độc thân, do vậy nguyên tử S có thể liên kết với 6 electron độc thân của ba nguyên tử O tạo ra sáu liên kết cộng hoá trị. Mỗi nguyên tử O liên kết với nguyên tử S bằng một liên kết đôi :



Công thức cấu tạo của SO_3 còn có thể biểu diễn như sau :



Trong hợp chất SO_3, nguyên tố S có số oxi hoá cực đại là +6.

2. Tính chất, ứng dụng và điều chế

a) Tính chất vật lí

Ở điều kiện thường, SO_3 là chất lỏng không màu (nóng chảy ở 17°C, sôi ở 45°C). SO_3 tan vô hạn trong nước và trong axit sunfuric.

b) Tính chất hoá học

Lưu huỳnh trioxit là *oxit axit*, tác dụng rất mạnh với nước tạo thành axit sunfuric và toả nhiều nhiệt :



$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

Ngoài ra, SO_3 tác dụng với oxit bazơ, bazơ tạo thành muối sunfat.

c) Ứng dụng và điều chế

SO_3 ít có ứng dụng thực tiễn, tuy nhiên nó là sản phẩm trung gian để sản xuất axit có tầm quan trọng bậc nhất trong công nghiệp là axit sunfuric.

Trong công nghiệp, SO_3 được điều chế bằng cách oxi hoá SO_2 ở nhiệt độ cao (450° – 500°C) có chất xúc tác (V_2O_5).

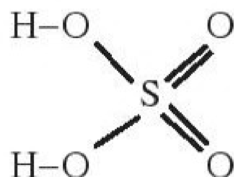


$$2SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{\text{xúc tác, } t^o} 2SO_3$$

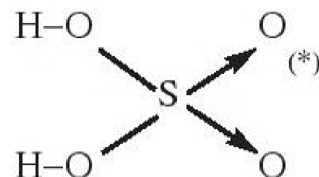
(*) Cách viết này phù hợp với quy tắc bát tử.

III – AXIT SUNFURIC

1. Cấu tạo phân tử



Công thức cấu tạo của H_2SO_4 còn có thể biểu diễn như sau :

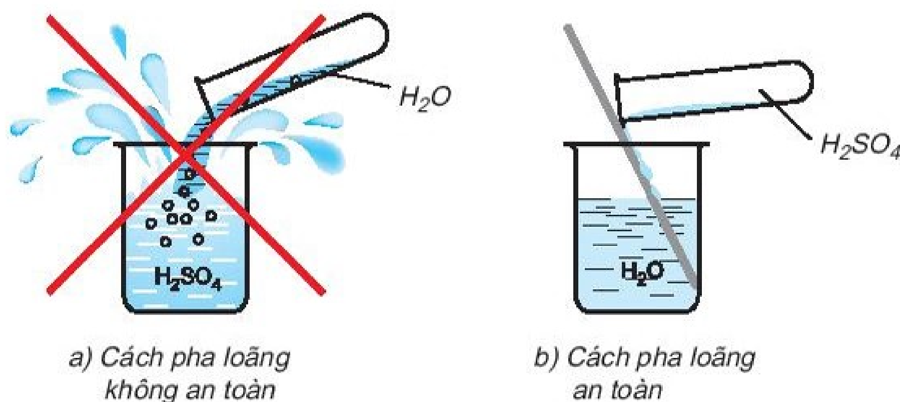


Trong hợp chất H_2SO_4, nguyên tố S có số oxi hoá cực đại là +6.

2. Tính chất vật lí

Axit sunfuric là chất lỏng sánh như dầu, không màu, không bay hơi, nặng gần gấp hai lần nước (H_2SO_4 98% có D = 1,84 g/cm^3). H_2SO_4 đặc rất dễ hút ẩm, tính chất này được dùng làm khô khí ẩm.

Axit sunfuric đặc tan trong nước, tạo thành những hiđrat $H_2SO_4.nH_2O$ và toả một lượng nhiệt lớn. Nếu rót nước vào axit H_2SO_4 đặc, nước sôi đột ngột kéo theo những giọt axit bắn ra xung quanh gây nguy hiểm (hình 6.13). Vì vậy muốn pha loãng axit sunfuric đặc, người ta phải *rót từ từ axit vào nước* và khuấy nhẹ bằng đũa thuỷ tinh, tuyệt đối không làm ngược lại.



Hình 6.13. *Cách pha loãng H_2SO_4 đặc*

3. Tính chất hoá học

a) Tính chất của dung dịch axit sunfuric loãng

Dung dịch axit sunfuric loãng có những tính chất chung của axit :

– Đổi màu quỳ tím thành đỏ.

– Tác dụng với kim loại hoạt động, giải phóng khí hiđro.

(*) Cách viết này phù hợp với quy tắc bát tử.

– Tác dụng với muối của những axit yếu.

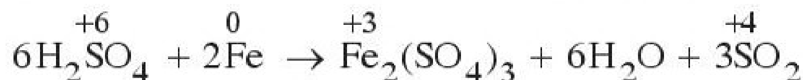
– Tác dụng với oxit bazơ và bazơ.

b) Tính chất của axit sunfuric đặc

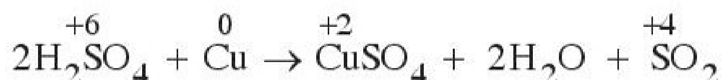
Axit sunfuric đặc có một số tính chất hoá học đặc trưng sau :

Tính oxi hoá mạnh :

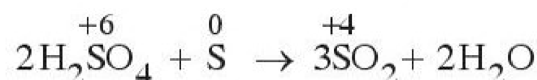
– Axit sunfuric đặc và nóng có *tính oxi hoá rất mạnh*, nó oxi hoá được hầu hết các kim loại (trừ Au, Pt), nhiều phi kim như C, S, P, ... và nhiều hợp chất :



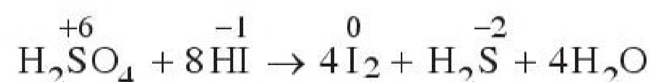
$$6H_2\overset{+6}{S}O_4 + 2\overset{0}{Fe} \rightarrow \overset{+3}{Fe}_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3\overset{+4}{S}O_2$$



$$2H_2\overset{+6}{S}O_4 + \overset{0}{Cu} \rightarrow \overset{+2}{Cu}SO_4 + 2H_2O + \overset{+4}{S}O_2$$



$$2H_2\overset{+6}{S}O_4 + \overset{0}{S} \rightarrow 3\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O$$



$$H_2\overset{+6}{S}O_4 + 8H\overset{-1}{I} \rightarrow 4\overset{0}{I_2} + H_2\overset{-2}{S} + 4H_2O$$

– Axit sunfuric đặc, nguội làm một số kim loại như Fe, Al, Cr,... bị thụ động hoá.

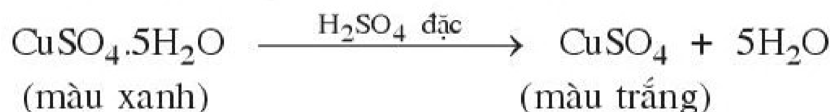
Tính háo nước :

Axit sunfuric đặc chiếm nước kết tinh của nhiều muối hiđrat (muối ngậm nước) hoặc chiếm các nguyên tố H và O (thành phần của nước) trong nhiều hợp chất :

– Muối $CuSO_4.5H_2O$ màu xanh tác dụng với H_2SO_4 đặc sẽ biến thành $CuSO_4$ khan màu trắng :

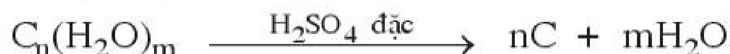


Hình 6.14. *H_2SO_4 đặc tác dụng với đường*



$$\underset{\text{(màu xanh)}}{CuSO_4.5H_2O} \xrightarrow{H_2SO_4\ \text{đặc}} \underset{\text{(màu trắng)}}{CuSO_4} + 5H_2O$$

Hợp chất gluxit (cacbohiđrat) tác dụng với H_2SO_4 đặc bị biến thành cacbon (than) :



$$C_n(H_2O)_m \xrightarrow{H_2SO_4\ \text{đặc}} nC + mH_2O$$

Một phần sản phẩm C bị H_2SO_4 đặc oxi hoá thành khí CO_2, cùng với khí SO_2 gây hiện tượng sủi bọt đẩy cacbon trào ra ngoài cốc (hình 6.14) :



$$C + 2H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$$

Da thịt tiếp xúc với H_2SO_4 đặc sẽ bị bỏng rất nặng, vì vậy khi sử dụng axit sunfuric *phải hết sức thận trọng*.

4. Ứng dụng

Hằng năm, thế giới sản xuất khoảng 160 triệu tấn H_2SO_4. Axit sunfuric là hoá chất hàng đầu trong nhiều ngành sản xuất (hình 6.15).



Hình 6.15. *Sơ đồ ứng dụng của H_2SO_4 trong đời sống và sản xuất*

5. Sản xuất axit sunfuric

Axit sunfuric được sản xuất trong công nghiệp bằng phương pháp tiếp xúc. Phương pháp này gồm ba công đoạn chính.

a) Sản xuất SO_2

Tuỳ thuộc vào nguồn nguyên liệu có sẵn mà phương pháp sản xuất SO_2 có khác nhau.

– Thiêu quặng pirit sắt (FeS_2) :



$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

– Đốt cháy lưu huỳnh :



$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

b) Sản xuất SO_3

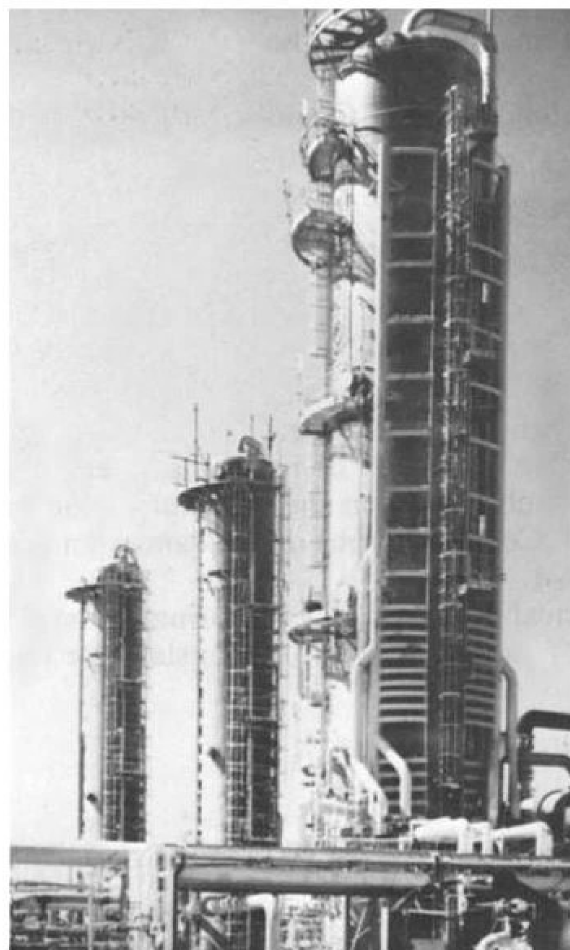
Oxi hoá SO_2 bằng khí oxi hoặc lượng dư không khí ở nhiệt độ 450 – 500°C, chất xúc tác là V_2O_5 :



$$2SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{\text{xúc tác, } t^o} 2SO_3$$

c) Sản xuất H_2SO_4

Khí SO_3 đi từ dưới lên đỉnh tháp, H_2SO_4 đặc chảy từ đỉnh tháp xuống dưới.



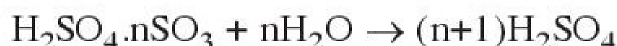
Hình 6.16. *Tháp hấp thụ SO_3 trong sản xuất axit sunfuric*

Dùng H_2SO_4 98% hấp thụ SO_3 được oleum $H_2SO_4.nSO_3$ (hình 6.16).



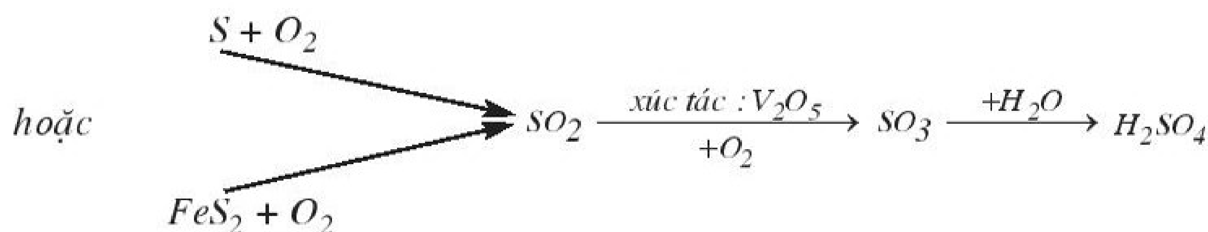
$$H_2SO_4 + nSO_3 \rightarrow H_2SO_4.nSO_3$$

Sau đó dùng lượng nước thích hợp pha loãng oleum, được H_2SO_4 đặc :



$$H_2SO_4.nSO_3 + nH_2O \rightarrow (n+1)H_2SO_4$$

Tóm lại, sơ đồ các phản ứng hoá học sản xuất H_2SO_4 được biểu diễn như sau :



6. Muối sunfat và nhận biết ion sunfat

a) Muối sunfat

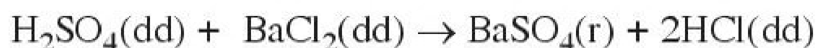
Muối sunfat là muối của axit sunfuric. Có 2 loại muối sunfat :

– Muối trung hoà (muối sunfat) chứa ion sunfat (SO_4^{2-}). Phần lớn muối sunfat đều tan, trừ $BaSO_4$, $PbSO_4$, ... không tan.

– Muối axit (muối hiđrosunfat) chứa ion hiđrosunfat (HSO_4^-).

b) Nhận biết ion sunfat

Dùng dung dịch muối bari hoặc dung dịch bari hiđroxit để nhận biết ion SO_4^{2-} trong dung dịch H_2SO_4 hoặc trong dung dịch muối sunfat. Phản ứng sinh ra kết tủa trắng không tan trong axit hoặc kiềm.



$$H_2SO_4(dd) + BaCl_2(dd) \rightarrow BaSO_4(r) + 2HCl(dd)$$



$$Na_2SO_4(dd) + BaCl_2(dd) \rightarrow BaSO_4(r) + 2NaCl(dd)$$

BÀI TẬP

1. Lưu huỳnh đioxit có thể tham gia những phản ứng sau :



$$SO_2 + Br_2 + 2H_2O \rightarrow 2HBr + H_2SO_4 \quad (1)$$



$$SO_2 + 2H_2S \rightarrow 3S + 2H_2O \quad (2)$$

Câu nào sau đây diễn tả không đúng tính chất của các chất trong những phản ứng trên ?

A. Phản ứng (1) : SO_2 là chất khử, Br_2 là chất oxi hoá.

B. Phản ứng (2) : SO_2 là chất oxi hoá, H_2S là chất khử.

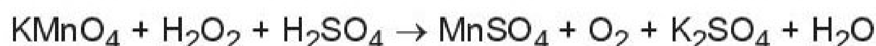
C. Phản ứng (2) : SO_2 vừa là chất khử, vừa là chất oxi hoá.

D. Phản ứng (1) : Br_2 là chất oxi hoá, phản ứng (2) : H_2S là chất khử.

2. Hãy ghép cặp chất và tính chất của chất sao cho phù hợp :

Chất	*Tính chất của chất*
A. S	a) có tính oxi hoá
B. SO_2	b) có tính khử
C. H_2S	c) chất rắn có tính oxi hoá và tính khử
D. H_2SO_4	d) không có tính oxi hoá và tính khử
	e) chất khí có tính oxi hoá và tính khử

3. Hãy chọn hệ số đúng của chất oxi hoá và của chất khử trong phản ứng sau :


$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$

A. 3 và 5 B. 5 và 2

C. 2 và 5 D. 5 và 3

4. Hãy lập bảng so sánh những tính chất giống nhau, khác nhau giữa hai hợp chất của lưu huỳnh là hiđro sunfua và lưu huỳnh đioxit về :

a) Tính chất vật lí.

b) Tính chất hoá học, giải thích và chứng minh bằng phương trình hoá học.

5. Hãy lập những phương trình hoá học sau và cho biết vai trò của các chất tham gia phản ứng :


a) $SO_2 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + FeSO_4$


b) $SO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$


c) $H_2S + Cl_2 \rightarrow S + HCl$


d) $H_2S + SO_2 \rightarrow S + H_2O$


e) $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow HBr + H_2SO_4$

6. Cho các dung dịch không màu của các chất sau : NaCl, K_2CO_3, Na_2SO_4, HCl, $Ba(NO_3)_2$. Hãy phân biệt các dung dịch đã cho bằng phương pháp hoá học mà không dùng thêm hoá chất nào khác làm thuốc thử. Viết các phương trình hoá học, nếu có.

7. a) Axit sunfuric đặc được dùng làm khô khí ẩm, hãy lấy một thí dụ. Có một số khí ẩm không được làm khô bằng axit sunfuric đặc, hãy lấy một thí dụ và cho biết vì sao.

b) Axit sunfuric đặc có thể biến nhiều hợp chất hữu cơ thành than, được gọi là sự hoá than. Lấy thí dụ về sự hoá than của glucozơ và saccarozơ. Viết sơ đồ phản ứng.

c) Sự làm khô và sự hoá than nói trên khác nhau như thế nào ?

8*. Có những chất, trong phản ứng hoá học này chúng là chất khử, nhưng trong phản ứng khác chúng là chất oxi hoá. Hãy viết phương trình hoá học minh hoạ nhận định trên cho những trường hợp sau :

a) Axit ; b) Oxit bazơ ; c) Oxit axit ; d) Muối ; e) Đơn chất.

9. Có 100 ml H_2SO_4 98%, khối lượng riêng là 1,84 g/ml. Người ta muốn pha loãng thể tích H_2SO_4 trên thành dung dịch H_2SO_4 20%.

a) Tính thể tích nước cần dùng để pha loãng.

b) Cách pha loãng phải tiến hành như thế nào ?

10. Hỗn hợp rắn X gồm có Na_2SO_3, $NaHSO_3$ và Na_2SO_4. Cho 28,56 g X tác dụng với dung dịch H_2SO_4 loãng, dư. Khí SO_2 sinh ra làm mất màu hoàn toàn 675 cm^3 dung dịch brom 0,2M. Mặt khác 7,14 g X tác dụng vừa đủ với 21,6 cm^3 dung dịch KOH 0,125M.

a) Viết phương trình hoá học.

b) Tính thành phần phần trăm về khối lượng các chất trong hỗn hợp X.

Bài 46 LUYỆN TẬP CHƯƠNG 6

- **Củng cố các kiến thức :**
– Tính chất hoá học (đặc biệt là tính oxi hoá) của các đơn chất O_2, O_3, S.
– Tính chất hoá học của một số hợp chất : H_2O_2, H_2S, SO_2, SO_3, H_2SO_4.
- **Rèn luyện các kĩ năng :** Viết các phương trình hoá học chứng minh tính chất của đơn chất, hợp chất của oxi và lưu huỳnh.

A - KIẾN THỨC CẦN NẮM VỮNG

I - TÍNH CHẤT CỦA OXI VÀ LƯU HUỲNH

1. Cấu hình electron nguyên tử

Nguyên tử O có cấu hình electron : $1s^2 2s^2 2p^4$, có 2 electron độc thân. Nguyên tử oxi không có phân lớp d.

Nguyên tử S có cấu hình electron : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, có 2 electron độc thân. Nguyên tử S có phân lớp 3d chưa có electron. Nguyên tử S ở trạng thái kích thích có thể có :

– 4 electron độc thân : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$

– 6 electron độc thân : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$

2. Tính chất hoá học

a) Các nguyên tố oxi và lưu huỳnh có độ âm điện tương đối lớn : chúng là những nguyên tố phi kim có *tính oxi hoá mạnh*, đặc biệt là nguyên tố oxi.

b) Khả năng tham gia phản ứng hoá học :

– Nguyên tố oxi, oxi hoá hầu hết các kim loại, nhiều phi kim và nhiều hợp chất. Trong những phản ứng này, số oxi hoá của nguyên tố oxi giảm từ 0 xuống –2.

– Nguyên tố lưu huỳnh tác dụng với nhiều kim loại, một số phi kim. Trong những phản ứng này, số oxi hoá của nguyên tố lưu huỳnh có thể biến đổi như sau :

+ Lưu huỳnh tác dụng với chất khử mạnh, số oxi hoá của S giảm từ 0 xuống –2. Trong những phản ứng này, S thể hiện *tính oxi hoá*. (Hãy dẫn ra những phương trình hoá học minh hoạ).

+ Lưu huỳnh tác dụng với chất oxi hoá mạnh, số oxi hoá của S tăng từ 0 đến +4 hoặc +6. Trong những phản ứng này, S thể hiện tính khử. (Hãy dẫn ra những phương trình hoá học minh hoạ).

II – TÍNH CHẤT CÁC HỢP CHẤT CỦA OXI, LƯU HUỲNH

1. Hợp chất của oxi : Hiđro peoxit (H_2O_2)

Số oxi hoá của nguyên tố oxi trong hợp chất H_2O_2 là –1, là số oxi hoá trung gian giữa –2 và 0 của nguyên tố oxi. H_2O_2 thể hiện tính khử khi nó tác dụng với chất oxi hoá, H_2O_2 thể hiện tính oxi hoá khi nó tác dụng với chất khử. (Hãy dẫn ra những phương trình hoá học để minh hoạ).

2. Những hợp chất của lưu huỳnh : H_2S, SO_2, SO_3, H_2SO_4

Cấu tạo phân tử, các trạng thái oxi hoá và những tính chất hoá học đặc trưng của các hợp chất lưu huỳnh kể trên được tóm tắt bằng sơ đồ sau :

Trạng thái oxi hoá	–2	0	+4	+6
Hợp chất	H_2S	S	SO_2, H_2SO_3	SO_3, H_2SO_4
Tính chất (Hãy dẫn ra những phương trình hoá học minh chứng cho các trường hợp ghi ở bên)	Tính khử $\overset{-2}{S} \rightarrow \overset{0}{S}$ $\overset{-2}{S} \rightarrow \overset{+4}{S}$ $\overset{-2}{S} \rightarrow \overset{+6}{S}$	Tính oxi hoá $\overset{0}{S} \rightarrow \overset{-2}{S}$ Tính khử $\overset{0}{S} \rightarrow \overset{+4}{S}$ $\overset{0}{S} \rightarrow \overset{+6}{S}$	Tính oxi hoá $\overset{+4}{S} \rightarrow \overset{0}{S}$ Tính khử $\overset{+4}{S} \rightarrow \overset{+6}{S}$	Tính oxi hoá $\overset{+6}{S} \rightarrow \overset{+4}{S}$ $\overset{+6}{S} \rightarrow \overset{0}{S}$ $\overset{+6}{S} \rightarrow \overset{-2}{S}$
Cấu tạo phân tử	S H H		S O O	H–O O S H–O O

B - BÀI TẬP

1. Chất nào sau đây vừa có tính oxi hoá, vừa có tính khử ?

A. O_3.

B. H_2SO_4.

C. H_2S.

D. H_2O_2.

2. Câu nào sau đây *không* diễn tả đúng tính chất của các chất ?

A. O_2 và O_3 cùng có tính oxi hoá, nhưng O_3 có tính oxi hoá mạnh hơn.

B. H_2O và H_2O_2 cùng có tính oxi hoá, nhưng H_2O có tính oxi hoá yếu hơn.

C. H_2SO_3 và H_2SO_4 cùng có tính oxi hoá, nhưng H_2SO_4 có tính oxi hoá mạnh hơn.

D. H_2S và H_2SO_4 cùng có tính oxi hoá, nhưng H_2S có tính oxi hoá yếu hơn.

3. Axit sunfuric tham gia phản ứng với các chất, tuỳ thuộc vào điều kiện của phản ứng (nồng độ của axit, nhiệt độ của phản ứng, mức độ hoạt động của chất khử) có những phản ứng hoá học :



$$H_2SO_4 + HI \rightarrow I_2 + H_2S + H_2O$$



$$H_2SO_4 + HBr \rightarrow Br_2 + SO_2 + H_2O$$



$$H_2SO_4 + Fe \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$$



$$H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + SO_2 + H_2O$$



$$H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + S + H_2O$$



$$H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$$

a) Hãy cho biết số oxi hoá của những nguyên tố nào thay đổi và thay đổi như thế nào ?

b) Lập phương trình hoá học của những phản ứng trên.

c) Cho biết vai trò của những chất tham gia các phản ứng oxi hoá - khử trên.

4. Những dụng cụ bằng bạc hoặc đồng sẽ chuyển thành màu đen trong không khí hay trong nước có chứa hiđro sunfua, là do chúng bị phủ bằng một lớp muối sunfua kim loại có màu đen theo các phản ứng sau :



$$Ag + H_2S + O_2 \rightarrow Ag_2S + H_2O$$



$$Cu + H_2S + O_2 \rightarrow CuS + H_2O$$

a) Hãy xác định số oxi hoá của những nguyên tố tham gia phản ứng oxi hoá - khử.

b) Lập phương trình hoá học của những phản ứng trên.

c) Cho biết vai trò của những chất tham gia phản ứng oxi hoá - khử.

5. Nếu đốt Mg trong không khí rồi đưa vào bình đựng khí lưu huỳnh đioxit, nhận thấy có 2 chất bột được sinh ra : bột A màu trắng và bột B màu vàng. Bột B không tác dụng với dung dịch axit sunfuric loãng, nhưng cháy được trong không khí, sinh ra khí C làm mất màu dung dịch kali pemanganat.

a) Hãy cho biết tên các chất A, B, C và giải thích.

b) Viết phương trình hoá học của các phản ứng đã xảy ra.

6. Trong phòng thí nghiệm, người ta có thể điều chế khí clo bằng những phản ứng sau :

a) Dùng MnO_2 oxi hoá dung dịch HCl đặc.

b) Dùng $KMnO_4$ oxi hoá dung dịch HCl đặc.

c) Dùng H_2SO_4 đặc tác dụng với hỗn hợp NaCl và MnO_2.

Hãy viết các phương trình hoá học.

7. Những hiđro halogenua nào có thể điều chế được khi cho axit sunfuric đặc tác dụng lần lượt với các muối :

a) Natri florua ; b) Natri clorua ; c) Natri bromua ; d) Natri iotua.

Giải thích và viết phương trình hoá học .

8. Một bình kín đựng oxi ở nhiệt độ t^oC có áp suất P_1 (atm), sau khi phóng tia lửa điện để chuyển oxi thành ozon bình được đưa về nhiệt độ ban đầu, áp suất khí trong bình lúc này là P_2. Tiếp tục dẫn khí trong bình qua dung dịch KI (dư), thu được dung dịch A và 2,2848 lít khí (điều kiện tiêu chuẩn).

a) Tính hiệu suất của quá trình ozon hoá. Biết rằng để trung hoà dung dịch A cần dùng 150 ml dung dịch H_2SO_4 0,08M.

b) Tính P_2 theo P_1.

9. Oleum là gì ?

a) Hãy xác định công thức của oleum A, biết rằng sau khi hoà tan 3,38 g A vào nước, người ta phải dùng 800 ml dung dịch KOH 0,1M để trung hoà dung dịch A.

b) Cần hoà tan bao nhiêu gam oleum A vào 200 g nước để được dung dịch H_2SO_4 10% ?

10. Nung 81,95 g hỗn hợp gồm KCl, KNO_3 và $KClO_3$ (xúc tác thích hợp) đến khi khối lượng không đổi. Sản phẩm khí sinh ra tác dụng với hiđro, thu được 14,4 g H_2O. Sản phẩm rắn sinh ra được hoà tan trong nước rồi xử lí dung dịch này bằng dung dịch $AgNO_3$, sinh ra 100,45 g AgCl kết tủa.

a) Viết các phương trình hoá học.

b) Xác định khối lượng mỗi muối trong hỗn hợp ban đầu.

Bài 47 BÀI THỰC HÀNH SỐ 5

TÍNH CHẤT CỦA OXI, LƯU HUỲNH

- **Biết thao tác thí nghiệm an toàn, chính xác.**
- **Thí nghiệm chứng minh được rằng :**

– Oxi và lưu huỳnh là những đơn chất phi kim có tính oxi hoá mạnh. Nguyên tố oxi có tính oxi hoá mạnh hơn lưu huỳnh.

– Lưu huỳnh ngoài tính oxi hoá còn có tính khử.

– Lưu huỳnh có thể biến đổi trạng thái theo nhiệt độ.

I – NỘI DUNG THÍ NGHIỆM VÀ CÁCH TIẾN HÀNH

Thí nghiệm 1 : *Tính oxi hoá của các đơn chất oxi và lưu huỳnh*

– Đốt nóng đỏ một đoạn dây thép xoắn trên ngọn lửa đèn cồn rồi đưa nhanh vào bình đựng khí oxi. Quan sát hiện tượng, viết phương trình hoá học và xác định vai trò các chất tham gia phản ứng.

– Cho một ít hỗn hợp bột sắt và lưu huỳnh vào đáy ống nghiệm. Đun nóng ống nghiệm trên ngọn lửa đèn cồn cho đến khi phản ứng xảy ra.

Quan sát hiện tượng, viết phương trình hoá học và xác định vai trò các chất tham gia phản ứng.

Thí nghiệm 2 : *Tính khử của lưu huỳnh*

Đốt lưu huỳnh cháy trong không khí rồi đưa vào bình đựng khí oxi. Quan sát hiện tượng, viết phương trình hoá học và xác định vai trò các chất tham gia phản ứng.

Thí nghiệm 3 : *Sự biến đổi trạng thái của lưu huỳnh theo nhiệt độ*

Đun nóng liên tục một ít lưu huỳnh trong ống nghiệm trên ngọn lửa đèn cồn. Quan sát sự biến đổi trạng thái của lưu huỳnh khi nhiệt độ tăng dần. Giải thích sự biến đổi trạng thái của lưu huỳnh theo nhiệt độ.

II – VIẾT TƯỜNG TRÌNH

Bài 48

BÀI THỰC HÀNH SỐ 6
TÍNH CHẤT CÁC HỢP CHẤT CỦA LƯU HUỲNH

- **Biết thao tác thí nghiệm an toàn, chính xác, đặc biệt đối với axit sunfuric đặc.**
- **Thí nghiệm chứng minh được rằng** :

– Tính khử của hợp chất hiđro sunfua.

– Tính oxi hoá và tính khử của lưu huỳnh đioxit.

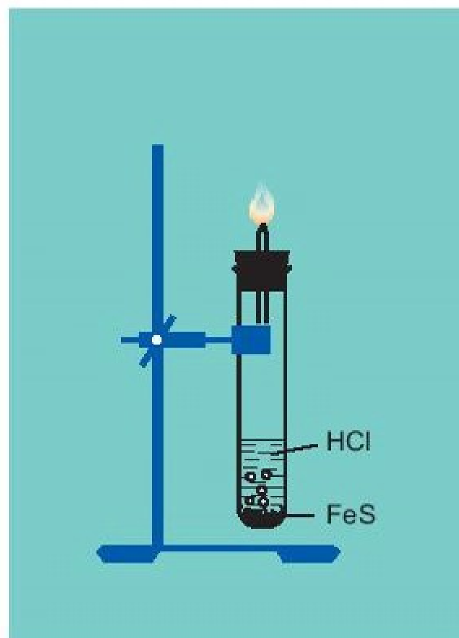
– Tính oxi hoá và tính háo nước của axit sunfuric đặc.

I – NỘI DUNG THÍ NGHIỆM VÀ CÁCH TIẾN HÀNH

Thí nghiệm 1 : *Điều chế và chứng minh tính khử của hiđro sunfua*

– Lắp dụng cụ điều chế khí H_2S từ FeS và dung dịch HCl (hình 6.17).

– Đốt khí H_2S thoát ra từ ống vuốt nhọn. Quan sát hiện tượng, viết phương trình hoá học, xác định vai trò của các chất tham gia phản ứng.



Hình 6.17. *Thí nghiệm điều chế và chứng minh tính khử của H_2S*

Thí nghiệm 2 : *Điều chế và chứng minh tính chất hoá học của lưu huỳnh đioxit*

– Lắp dụng cụ điều chế SO_2 từ Na_2SO_3 và dung dịch H_2SO_4 (hình 6.12)

– *Tính khử :* Dẫn khí SO_2 vào dung dịch $KMnO_4$ loãng. Quan sát hiện tượng, viết phương trình hoá học, xác định vai trò của các chất tham gia phản ứng.

– *Tính oxi hoá :*

+ Dẫn khí H_2S điều chế được ở thí nghiệm 1 vào nước, được dung dịch axit sunfuhiđric.

+ Dẫn khí SO_2 vào dung dịch axit sunfuhiđric.

Quan sát hiện tượng, viết phương trình hoá học, xác định vai trò của các chất tham gia phản ứng.

Thí nghiệm 3 : *Tính oxi hoá và tính háo nước của axit sunfuric đặc*

– *Tính oxi hoá :*

+ Nhỏ vài giọt H_2SO_4 đặc vào ống nghiệm (phải hết sức thận trọng), cho một mảnh nhỏ Cu vào ống nghiệm, đun nóng nhẹ trên ngọn lửa đèn cồn.

+ Quan sát hiện tượng, viết phương trình hoá học, xác định vai trò của các chất tham gia phản ứng.

– *Tính háo nước :*

+ Cho một thìa nhỏ đường kính hoặc bột gạo vào ống nghiệm. Nhỏ vài giọt H_2SO_4 đặc vào ống nghiệm.

+ Quan sát hiện tượng, viết phương trình hoá học và giải thích.

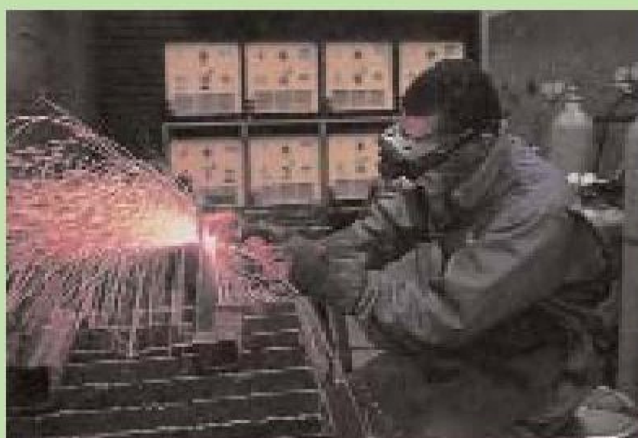
II – VIẾT TƯỜNG TRÌNH

Chương 7

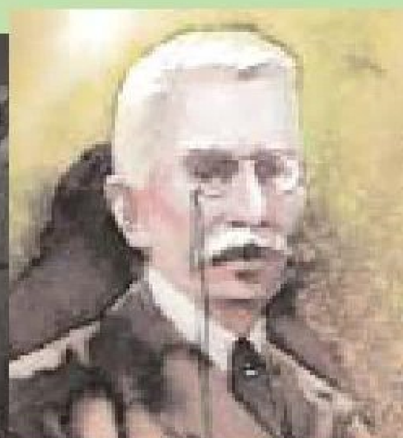
TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG VÀ CÂN BẰNG HOÁ HỌC

✓ Các phản ứng hoá học xảy ra nhanh, chậm rất khác nhau, nghĩa là xảy ra với tốc độ rất khác nhau. Nếu một phản ứng hoá học xảy ra chậm ở điều kiện thường thì bằng cách nào có thể tăng được tốc độ của nó lên ?

✓ Có phải mọi phản ứng đều chuyển hoá hoàn toàn các chất phản ứng thành các sản phẩm không ? Nếu phản ứng chỉ xảy ra ở mức độ nào đó thì làm thế nào có thể tăng được hiệu suất chuyển hoá các chất phản ứng thành các sản phẩm ?



Đèn xì axetilen-oxi dùng để hàn, cắt kim loại. Nhiệt độ của ngọn lửa axetilen cháy trong oxi cao hơn nhiều (đạt khoảng 3000°C) so với cháy trong không khí.



Lơ Sa-tơ-li-ê
(H. Le Chatelier)
(1850 - 1936)

Bài 49

TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

- Biết tốc độ phản ứng hoá học và chất xúc tác là gì.
- Hiểu các yếu tố ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng hoá học.

I – KHÁI NIỆM VỀ TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

1. Thí nghiệm

Chuẩn bị ba dung dịch $BaCl_2$, $Na_2S_2O_3$(*) và H_2SO_4 có cùng nồng độ là 0,1 mol/l để thực hiện hai phản ứng sau :



$$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl \qquad (1)$$



$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow S\downarrow + SO_2 + H_2O + Na_2SO_4 \qquad (2)$$

a) Đổ 25 ml dung dịch H_2SO_4 vào cốc đựng 25 ml dung dịch $BaCl_2$, ta thấy xuất hiện ngay kết tủa trắng của $BaSO_4$.

b) Đổ 25 ml dung dịch H_2SO_4 vào cốc khác đựng 25 ml dung dịch $Na_2S_2O_3$, một lát sau mới thấy màu trắng đục của S xuất hiện.

Từ hai thí nghiệm trên ta thấy rằng, phản ứng (1) xảy ra nhanh hơn phản ứng (2).

Nói chung, các phản ứng hoá học khác nhau xảy ra nhanh, chậm rất khác nhau. Để đánh giá mức độ xảy ra nhanh hay chậm của các phản ứng hoá học, người ta đưa ra khái niệm tốc độ phản ứng hoá học, gọi tắt là *tốc độ phản ứng*.

2. Tốc độ phản ứng

Mọi phản ứng hoá học đều có thể biểu diễn bằng phương trình tổng quát sau :

Các chất phản ứng → Các sản phẩm

Trong quá trình diễn biến của phản ứng, nồng độ các chất phản ứng giảm dần, đồng thời nồng độ các sản phẩm tăng dần. Phản ứng xảy ra càng nhanh thì trong một đơn vị thời gian nồng độ các chất phản ứng giảm và nồng độ các sản phẩm tăng

(*) Natri thiosunfat.

càng nhiều. Như vậy, có thể dùng độ biến thiên nồng độ theo thời gian của một chất bất kì trong phản ứng làm thước đo tốc độ phản ứng.

Tốc độ phản ứng là độ biến thiên nồng độ của một trong các chất phản ứng hoặc sản phẩm trong một đơn vị thời gian.

Nồng độ thường được tính bằng mol/l, còn đơn vị thời gian có thể là giây (s), phút (ph), giờ (h),...

Tốc độ phản ứng được xác định bằng thực nghiệm.

3. Tốc độ trung bình của phản ứng

Xét phản ứng : $A \rightarrow B$

Ở thời điểm t_1, nồng độ chất A (chất phản ứng) là C_1 mol/l. Ở thời điểm t_2, nồng độ chất A là C_2 mol/l ($C_2 < C_1$ vì trong quá trình diễn ra phản ứng nồng độ chất A giảm dần).

Tốc độ của phản ứng tính theo chất A trong khoảng thời gian từ t_1 đến t_2 được xác định như sau :

$$\bar{v} = +\frac{C_1 - C_2}{t_2 - t_1} = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Nếu tốc độ được tính theo sản phẩm B thì :

Ở thời điểm t_1, nồng độ chất B là C'_1 mol/l. Ở thời điểm t_2 nồng độ chất B là C'_2 mol/l ($C'_2 > C'_1$ vì nồng độ chất B tăng theo thời gian diễn ra phản ứng). Ta có :

$$\bar{v} = +\frac{C'_2 - C'_1}{t_2 - t_1} = +\frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Trong đó, $\bar{v}$ là *tốc độ trung bình* của phản ứng trong khoảng thời gian từ t_1 đến t_2.

Thí dụ, xét phản ứng phân huỷ N_2O_5 trong dung môi CCl_4 ở 45°C :



$$N_2O_5 \rightarrow N_2O_4 + \frac{1}{2}O_2 \ ^{(*)} \qquad (3)$$

Bằng cách đo thể tích oxi thoát ra, ta có thể tính được nồng độ N_2O_5 ở từng thời điểm diễn biến của phản ứng. Từ đó lập được bảng 7.1.

(*) Trong hoá học có những trường hợp phải dùng hệ số tỉ lượng là phân số và hiểu là số mol chất.

Bảng 7.1

Sự phân huỷ của N_2O_5 trong dung môi CCl_4 ở 45°C

Thời gian, s	Δt, s	Nồng độ N_2O_5, mol/l	−ΔC, mol/l	$\overline{v}$, mol/(l.s)
0		2,33		
184	184	2,08	0,25	$1,36.10^{-3}$
319	135	1,91	0,17	$1,26.10^{-3}$
526	207	1,67	0,24	$1,16.10^{-3}$
867	341	1,36	0,31	$9,1.10^{-4}$

Từ các số liệu trong bảng 7.1, ta thấy tốc độ trung bình của phản ứng giảm dần theo thời gian, ứng với sự giảm dần của nồng độ chất phản ứng (N_2O_5), do đó người ta thường xác định tốc độ ở từng thời điểm, được gọi là tốc độ tức thời (v).

Ghi chú : Hệ số tỉ lượng các chất trong phương trình hoá học của một phản ứng thường khác nhau, do đó để quy tốc độ của một phản ứng về cùng một giá trị, trong công thức tính tốc độ phản ứng cần chia thêm cho hệ số tỉ lượng của chất được lấy để tính tốc độ. Chẳng hạn, đối với phản ứng (3) đã đưa ra ở trên, công thức tính tốc độ trung bình theo oxi như sau : $\overline{v} = +\dfrac{\Delta C}{0,5\Delta t}$

Thí dụ, sau 184 giây đầu tiên, nồng độ oxi tạo thành theo phản ứng (3) bằng một nửa nồng độ N_2O_5 đã phản ứng, nghĩa là bằng $\dfrac{0,25}{2} = 0,125$ mol/l (xem bảng 7.1).

Tốc độ trung bình của phản ứng trong khoảng 184 giây đầu tiên tính theo oxi là :

$$\overline{v} = +\frac{0,125}{0,5 \times 184} = 1,36.10^{-3} \text{ mol /(l.s)}$$

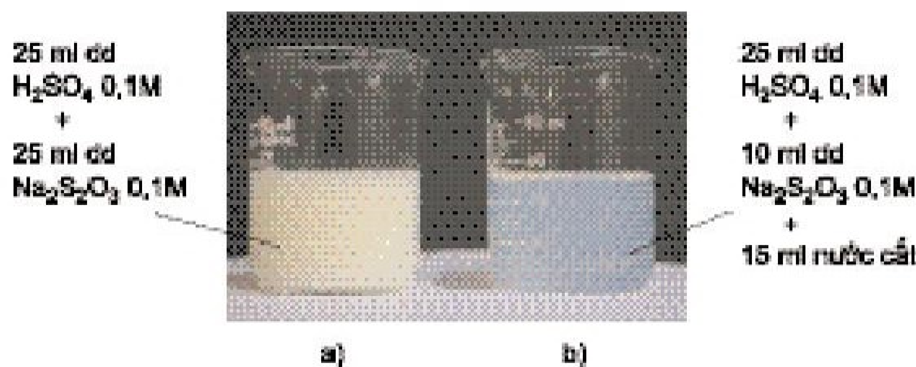
II – CÁC YẾU TỐ ẢNH HƯỞNG ĐẾN TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

1. Ảnh hưởng của nồng độ

Thí nghiệm 1 : Thực hiện phản ứng (2) với các nồng độ $Na_2S_2O_3$ khác nhau (hình 7.1).

Chuẩn bị hai cốc sau : Cốc (a) đựng 25 ml dung dịch $Na_2S_2O_3$ 0,1M, cốc (b) đựng 10 ml dung dịch $Na_2S_2O_3$ 0,1M, thêm vào cốc (b) 15 ml nước cất để pha loãng dung dịch.

Đổ *đồng thời* vào mỗi cốc 25 ml dung dịch H_2SO_4 0,1M. Dùng đũa thuỷ tinh khuấy nhẹ dung dịch trong cả hai cốc.



Hình 7.1. *Thí nghiệm ảnh hưởng của nồng độ đến tốc độ phản ứng*

So sánh thời gian xuất hiện màu trắng đục(*) của lưu huỳnh trong hai cốc, ta thấy lưu huỳnh xuất hiện trong cốc (a) sớm hơn, nghĩa là tốc độ phản ứng trong cốc (a) lớn hơn.

Giải thích. Điều kiện để các chất phản ứng với nhau (thí dụ $Na_2S_2O_3$ và H_2SO_4) là chúng phải va chạm vào nhau, tần số va chạm (số va chạm trong một đơn vị thời gian) càng lớn thì tốc độ phản ứng càng lớn. Khi nồng độ các chất phản ứng tăng, tần số va chạm tăng, nên tốc độ phản ứng tăng. Tuy nhiên, không phải mọi va chạm đều gây ra phản ứng, chỉ có những va chạm có hiệu quả mới xảy ra phản ứng. Tỉ số giữa số va chạm có hiệu quả và số va chạm chung phụ thuộc vào bản chất các chất phản ứng, nên các phản ứng khác nhau có tốc độ phản ứng không giống nhau.

Kết luận : Khi tăng nồng độ chất phản ứng, tốc độ phản ứng tăng.

(*) Lưu huỳnh tạo thành nhiều sẽ có màu vàng nhạt

2. Ảnh hưởng của áp suất

Áp suất ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng có chất khí. Khi tăng áp suất, nồng độ chất khí tăng theo, nên ảnh hưởng của áp suất đến tốc độ phản ứng giống như ảnh hưởng của nồng độ.

Thí dụ, xét phản ứng sau được thực hiện ở nhiệt độ 302°C :



$$2HI(k) \rightarrow H_2(k) + I_2(k)$$

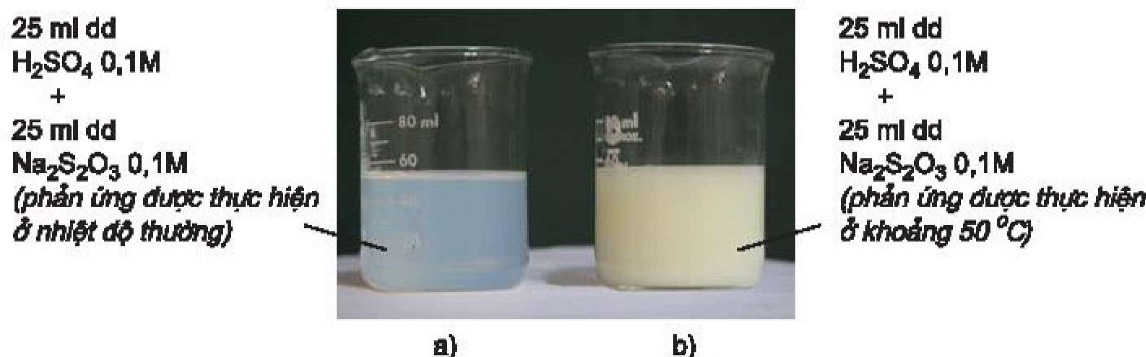
Khi áp suất của HI là 1 atm, tốc độ phản ứng đo được là $1{,}22.10^{-8}$ mol/(l.s).

Khi áp suất của HI là 2 atm, tốc độ phản ứng là $4{,}88.10^{-8}$ mol/(l.s).

Kết luận : Đối với phản ứng có chất khí, khi tăng áp suất, tốc độ phản ứng tăng.

3. Ảnh hưởng của nhiệt độ

Thí nghiệm 2 : Thực hiện phản ứng (2) ở hai nhiệt độ khác nhau (hình 7.2).



Hình 7.2. *Thí nghiệm ảnh hưởng của nhiệt độ đến tốc độ phản ứng*

Để thực hiện phản ứng trong cốc (b), cần đun nóng trước hai dung dịch $Na_2S_2O_3$ và H_2SO_4. Phản ứng được thực hiện giống như ở thí nghiệm ảnh hưởng của nồng độ. Kết quả là lưu huỳnh xuất hiện trong cốc (b) sớm hơn, nghĩa là ở nhiệt độ cao tốc độ phản ứng lớn hơn ở nhiệt độ thấp.

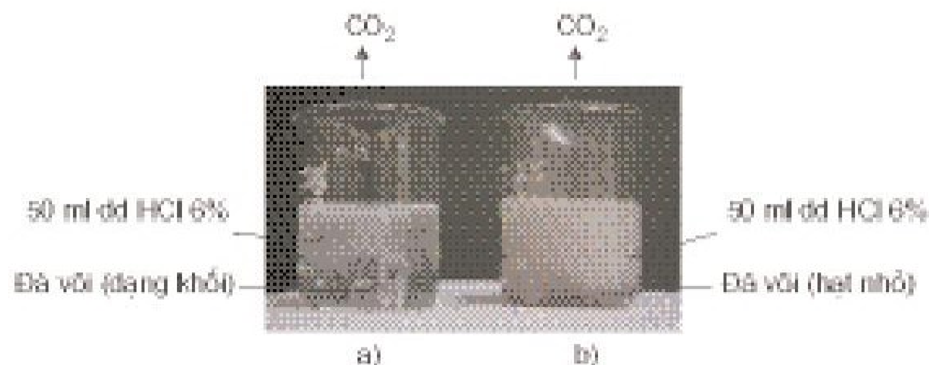
Giải thích : Khi tăng nhiệt độ phản ứng dẫn đến hai hệ quả sau :

- Tốc độ chuyển động của các phân tử tăng, dẫn đến tần số va chạm giữa các phân tử chất phản ứng tăng.
- Tần số va chạm có hiệu quả giữa các phân tử chất phản ứng tăng nhanh. Đây là yếu tố chính làm cho tốc độ phản ứng tăng nhanh khi tăng nhiệt độ.

Kết luận : Khi tăng nhiệt độ, tốc độ phản ứng tăng.

4. Ảnh hưởng của diện tích tiếp xúc

Thí nghiệm 3 : Cho hai mẫu đá vôi ($CaCO_3$) có khối lượng bằng nhau, trong đó một mẫu có kích thước hạt nhỏ hơn mẫu còn lại, cùng tác dụng với hai thể tích bằng nhau của dung dịch HCl dư cùng nồng độ (hình 7.3).



Hình 7.3. *Thí nghiệm ảnh hưởng của diện tích tiếp xúc các chất phản ứng đến tốc độ phản ứng*

Phản ứng xảy ra như sau : $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$

Ta thấy thời gian để $CaCO_3$ phản ứng hết trong cốc (b) ít hơn trong cốc (a).

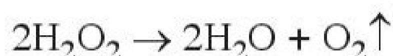
Giải thích : Chất rắn với kích thước hạt nhỏ (đá vôi hạt nhỏ) có tổng diện tích bề mặt tiếp xúc với chất phản ứng (HCl) lớn hơn so với chất rắn có kích thước hạt lớn hơn (đá vôi dạng khối) cùng khối lượng, nên có tốc độ phản ứng lớn hơn.

Kết luận : Khi tăng diện tích tiếp xúc các chất phản ứng, tốc độ phản ứng tăng.

5. Ảnh hưởng của chất xúc tác

Chất xúc tác là chất làm tăng tốc độ phản ứng(*)*, nhưng còn lại sau khi phản ứng kết thúc.*

Thí dụ, H_2O_2 phân huỷ chậm trong dung dịch ở nhiệt độ thường theo phản ứng sau :



$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$$

Nếu cho vào dung dịch này một ít bột MnO_2, bọt oxi sẽ thoát ra rất mạnh. Khi phản ứng kết thúc, MnO_2 vẫn còn nguyên vẹn. Vậy MnO_2 là chất xúc tác cho phản ứng phân huỷ H_2O_2.

Ngoài các yếu tố trên, môi trường xảy ra phản ứng, tốc độ khuấy trộn, tác dụng của các tia bức xạ, ... cũng ảnh hưởng lớn đến tốc độ phản ứng.

(*) Chất làm giảm tốc độ phản ứng được gọi là *chất ức chế* phản ứng.

III – Ý NGHĨA THỰC TIỄN CỦA TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

Các yếu tố ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng được vận dụng nhiều trong đời sống và sản xuất. Thí dụ, nhiệt độ của ngọn lửa axetilen cháy trong oxi cao hơn nhiều so với cháy trong không khí, tạo nhiệt độ hàn cao hơn. Thực phẩm nấu trong nồi áp suất chóng chín hơn so với khi nấu ở áp suất thường. Các chất đốt rắn như than, củi có kích thước nhỏ hơn sẽ cháy nhanh hơn. Để tăng tốc độ tổng hợp NH_3 từ N_2 và H_2 người ta phải dùng chất xúc tác, tăng nhiệt độ và thực hiện ở áp suất cao.

BÀI TẬP

1. Ý nào sau đây là đúng ?

   A. Bất cứ phản ứng nào cũng chỉ vận dụng được một trong các yếu tố ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng để tăng tốc độ phản ứng.

   B. Bất cứ phản ứng nào cũng phải vận dụng đủ các yếu tố ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng mới tăng được tốc độ phản ứng.

   C. Tuỳ theo phản ứng mà vận dụng một, một số hay tất cả các yếu tố ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng để tăng tốc độ phản ứng.

   D. Bất cứ phản ứng nào cũng cần chất xúc tác để tăng tốc độ phản ứng.

2. Yếu tố nào dưới đây *không* ảnh hưởng đến tốc độ của phản ứng một chiều sau ?

   $$2KClO_3(r) \rightarrow 2KCl(r) + 3O_2(k)$$

   A. Nhiệt độ.

   B. Chất xúc tác.

   C. Áp suất.

   D. Kích thước của các tinh thể $KClO_3$.

3. Tìm một số thí dụ cho mỗi loại phản ứng nhanh và chậm mà em quan sát được trong cuộc sống và trong phòng thí nghiệm.

4. Tốc độ phản ứng là gì ?

5. Hãy cho biết các yếu tố ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng và ảnh hưởng như thế nào ? Giải thích (nếu có thể).

6. Hãy cho biết người ta lợi dụng yếu tố nào để tăng tốc độ phản ứng trong các trường hợp sau :

   a) Dùng không khí nén, nóng thổi vào lò cao để đốt cháy than cốc (trong sản xuất gang).

   b) Nung đá vôi ở nhiệt độ cao để sản xuất vôi sống.

   c) Nghiền nguyên liệu trước khi đưa vào lò nung để sản xuất clanhke (trong sản xuất xi măng).

7. Cho 6 g kẽm hạt vào một cốc đựng dung dịch H_2SO_4 4M (dư) ở nhiệt độ thường.

Nếu giữ nguyên các điều kiện khác, chỉ biến đổi một trong các điều kiện sau đây thì tốc độ phản ứng ban đầu biến đổi như thế nào (tăng lên, giảm xuống hay không đổi) ?

a) Thay 6 g kẽm hạt bằng 6 g kẽm bột.

b) Thay dung dịch H_2SO_4 4M bằng dung dịch H_2SO_4 2M.

c) Thực hiện phản ứng ở nhiệt độ cao hơn (khoảng 50°C).

d) Dùng thể tích dung dịch H_2SO_4 4M gấp đôi ban đầu.

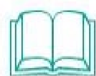
8. Giải thích tại sao nhiệt độ của ngọn lửa axetilen cháy trong oxi cao hơn nhiều so với cháy trong không khí.

9*. Hai mẩu đá vôi hình cầu có cùng thể tích là 10,00 cm^3 (thể tích hình cầu $V = \frac{4}{3}\pi r^3$, r là bán kính của hình cầu).

a) Tính diện tích mặt cầu của mỗi mẩu đá đó (diện tích mặt cầu $S = 4\pi r^2$).

b) Nếu chia một mẩu đá trên thành 8 quả cầu bằng nhau, mỗi quả cầu có thể tích là 1,25 cm^3. So sánh tổng diện tích mặt cầu của 8 quả cầu đó với diện tích mặt cầu của mẩu đá 10,00 cm^3.

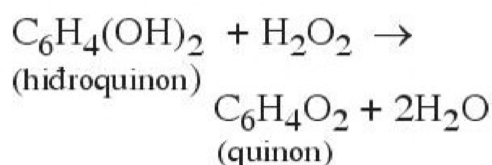
Cho mỗi mẩu đá trên (một mẩu với thể tích 10,00 cm^3, mẩu kia gồm 8 quả cầu nhỏ) vào mỗi cốc đều chứa dung dịch HCl cùng thể tích, cùng nồng độ. Hỏi tốc độ phản ứng trong cốc nào lớn hơn ? Giải thích.



Tư liệu

CON BỌ CÁNH CỨNG BRACHINUS TỰ VỆ NHƯ THẾ NÀO ?

Bọ cánh cứng Brachinus có hai tuyến ở gần hậu môn. Mỗi tuyến có hai ngăn : Ngăn trong chứa dung dịch hiđroquinon và hiđro peoxit, ngăn ngoài chứa hỗn hợp men (enzim) là những chất xúc tác. Khi bị đe doạ, con bọ tiết dung dịch từ ngăn trong ra ngăn ngoài, ở đây với sự có mặt chất xúc tác enzim, phản ứng sau xảy ra :



$$\underset{\text{(hiđroquinon)}}{C_6H_4(OH)_2} + H_2O_2 \rightarrow \underset{\text{(quinon)}}{C_6H_4O_2} + 2H_2O$$

Phản ứng toả nhiệt, hỗn hợp các chất nóng lên. Lúc đó con bọ phun hoá chất về phía kẻ thù để xua đuổi nó.



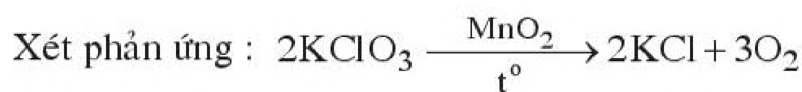
Con bọ cánh cứng đang phun hoá chất về phía kẻ thù để tự vệ

Bài 50 CÂN BẰNG HOÁ HỌC

- Hiểu cân bằng hoá học và đại lượng đặc trưng cho nó là hằng số cân bằng.
- Hiểu sự chuyển dịch cân bằng là gì và chuyển dịch như thế nào khi biến đổi nồng độ, áp suất, nhiệt độ.
- Sử dụng biểu thức hằng số cân bằng để làm các bài tập đơn giản.

I – PHẢN ỨNG MỘT CHIỀU, PHẢN ỨNG THUẬN NGHỊCH VÀ CÂN BẰNG HOÁ HỌC

1. Phản ứng một chiều



Xét phản ứng : $2KClO_3 \xrightarrow[t^o]{MnO_2} 2KCl + 3O_2$

Khi đun nóng các tinh thể $KClO_3$ có mặt chất xúc tác MnO_2, $KClO_3$ phân huỷ thành KCl và O_2. Cũng trong điều kiện đó, KCl và O_2 không phản ứng được với nhau tạo lại $KClO_3$, nghĩa là phản ứng chỉ xảy ra theo một chiều từ trái sang phải. Phản ứng như thế được gọi là *phản ứng một chiều*. Trong phương trình hoá học của phản ứng một chiều, người ta dùng một mũi tên chỉ chiều phản ứng.

2. Phản ứng thuận nghịch



Xét phản ứng : $Cl_2 + H_2O \rightleftarrows HCl + HClO$

Ở điều kiện thường, Cl_2 phản ứng với H_2O tạo thành HCl và HClO, đồng thời HCl và HClO sinh ra cũng tác dụng được với nhau tạo lại Cl_2 và H_2O, nghĩa là *trong cùng điều kiện phản ứng xảy ra theo hai chiều trái ngược nhau*. Phản ứng như thế được gọi là *phản ứng thuận nghịch*.

Trong phương trình hoá học của phản ứng thuận nghịch, người ta dùng hai mũi tên ngược chiều nhau thay cho một mũi tên đối với phản ứng một chiều. *Chiều mũi tên từ trái sang phải là chiều phản ứng thuận, chiều mũi tên từ phải sang trái là chiều phản ứng nghịch.*

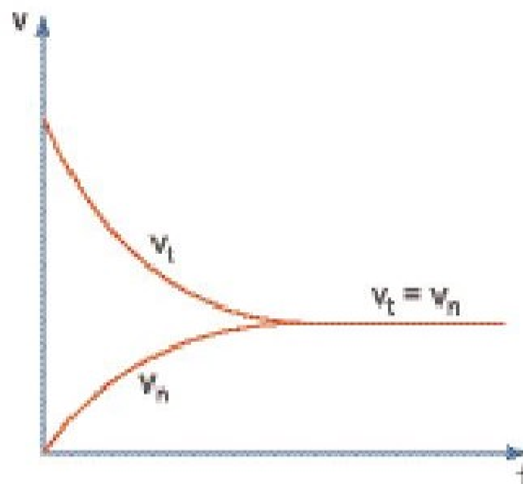
3. Cân bằng hoá học

Xét phản ứng thuận nghịch sau :



$$H_2\,(k) + I_2\,(k) \rightleftarrows 2HI\,(k)$$

Cho H_2 và I_2 vào trong một bình kín ở nhiệt độ cao và không đổi. Lúc đầu tốc độ phản ứng thuận (v_t) lớn vì nồng độ H_2 và I_2 lớn, trong khi đó tốc độ phản ứng nghịch (v_n) bằng không, vì nồng độ HI bằng không. Trong quá trình diễn ra phản ứng nồng độ H_2 và I_2 giảm dần nên v_t giảm dần, còn v_n tăng dần, vì nồng độ HI tăng dần. Đến một lúc nào đó v_t bằng v_n, khi đó nồng độ các chất trong phản ứng thuận nghịch trên đây được giữ nguyên, nếu nhiệt độ không biến đổi. Trạng thái này của phản ứng thuận nghịch được gọi là *cân bằng hoá học* (hình 7.4).



Hình 7.4. *Sự biến thiên tốc độ phản ứng thuận và phản ứng nghịch theo thời gian*

Ở trạng thái cân bằng, phản ứng không dừng lại, mà phản ứng thuận và phản ứng nghịch vẫn xảy ra, nhưng với tốc độ bằng nhau ($v_t = v_n$). Điều này có nghĩa là trong cùng một đơn vị thời gian, nồng độ các chất phản ứng giảm đi bao nhiêu theo phản ứng thuận lại được tạo ra bấy nhiêu theo phản ứng nghịch. Do đó, *cân bằng hoá học là cân bằng động.*

Kết luận : Cân bằng hoá học là trạng thái của phản ứng thuận nghịch khi tốc độ phản ứng thuận bằng tốc độ phản ứng nghịch.

Đặc điểm của phản ứng thuận nghịch là các chất phản ứng không chuyển hoá hoàn toàn thành các sản phẩm, nên trong hệ cân bằng luôn luôn có mặt các chất phản ứng và các sản phẩm.

Thí dụ, cho 0,500 mol/l(*) H_2 và 0,500 mol/l I_2 vào trong một bình kín ở nhiệt độ 430°C. Nếu phản ứng là một chiều thì H_2 và I_2 sẽ phản ứng hết tạo thành 1,000 mol/l HI. Nhưng đây là phản ứng thuận nghịch, nên chỉ thu được 0,786 mol/l HI và còn lại 0,107 mol/l H_2, 0,107 mol/l I_2.

Tình hình tương tự khi đun nóng 1,000 mol/l HI trong bình kín ở 430°C. Kết quả cũng chỉ tạo thành 0,107 mol/l H_2, 0,107 mol/l I_2 và còn lại 0,786 mol/l HI.

(*) Đối với chất khí, nồng độ mol/l là số mol khí có trong 1 lít khí.

II – HẰNG SỐ CÂN BẰNG

1. Cân bằng trong hệ đồng thể(*)

Xét hệ cân bằng sau :



$$N_2O_4 \text{ (k)} \rightleftarrows 2NO_2 \text{ (k)} \qquad (1)$$

Nghiên cứu bằng thực nghiệm hệ cân bằng này ở 25°C, người ta đã thu được các số liệu trong bảng 7.2.

Bảng 7.2

Hệ cân bằng N_2O_4 (k) ⇄ $2NO_2$ (k) ở 25°C

Nồng độ ban đầu, mol/l		Nồng độ ở trạng thái cân bằng, mol/l		Tỉ số nồng độ lúc cân bằng
$[N_2O_4]_0$	$[NO_2]_0$	$[N_2O_4]$	$[NO_2]$	$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$
0,6700	0,0000	0,6430	0,0547	$4,65.10^{-3}$
0,4460	0,0500	0,4480	0,0457	$4,66.10^{-3}$
0,5000	0,0300	0,4910	0,0475	$4,60.10^{-3}$
0,6000	0,0400	0,5940	0,0523	$4,60.10^{-3}$
0,0000	0,2000	0,0898	0,0204	$4,63.10^{-3}$

Từ các số liệu trong bảng 7.2 ta thấy tỉ số nồng độ lúc cân bằng : $\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$ hầu như không đổi với giá trị trung bình là $4,63.10^{-3}$, dù cho nồng độ ban đầu của N_2O_4 và NO_2 biến đổi. Giá trị không đổi này được xác định ở 25°C và nồng độ các chất lúc cân bằng, nên được gọi là *hằng số cân bằng* của phản ứng ở 25°C. Hằng số cân bằng được kí hiệu bằng chữ K. Đối với phản ứng (1) ta có biểu thức hằng số cân bằng như sau :

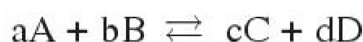
(*) Hệ đồng thể là hệ không có bề mặt phân chia trong hệ. Thí dụ : hệ gồm các chất khí ; hệ gồm các chất tan trong dung dịch.

$$K_c^{(*)} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 4,63.10^{-3} \text{ ở } 25^oC$$

Trong đó : $[NO_2]$ và $[N_2O_4]$ là nồng độ mol/l của NO_2 và N_2O_4 ở trạng thái cân bằng. Số mũ 2 ở nồng độ NO_2 và số mũ 1 ở nồng độ N_2O_4 ứng đúng với hệ số tỉ lượng của chúng trong phương trình hoá học của phản ứng (1).

Hằng số cân bằng K_c của phản ứng xác định chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ.

Một cách tổng quát, nếu có phản ứng thuận nghịch sau :



$$aA + bB \rightleftarrows cC + dD$$

A, B, C và D là những chất khí hoặc những chất tan trong dung dịch.

Khi phản ứng ở trạng thái cân bằng, ta có :

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Trong đó : [A], [B], [C] và [D] là nồng độ mol/l của các chất A, B, C và D ở trạng thái cân bằng ; a, b, c và d là hệ số tỉ lượng các chất trong phương trình hoá học của phản ứng. Nồng độ các chất ở vế phải phương trình hoá học được đặt ở tử số, còn nồng độ các chất ở vế trái phương trình hoá học được đặt ở mẫu số.

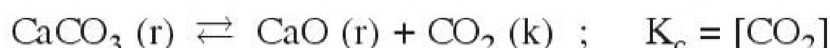
2. Cân bằng trong hệ dị thể(**)

Xét hệ cân bằng sau : $C(r) + CO_2 (k) \rightleftarrows 2CO (k)$

Nồng độ của chất rắn được coi là hằng số, nên nó không có mặt trong biểu thức hằng số cân bằng K_c. Đối với cân bằng trên ta có :

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Giá trị hằng số cân bằng có ý nghĩa rất lớn, vì nó cho biết lượng các chất phản ứng còn lại và lượng các sản phẩm được tạo thành ở vị trí cân bằng, do đó biết được hiệu suất của phản ứng. Thí dụ :



$$CaCO_3 (r) \rightleftarrows CaO (r) + CO_2 (k) \quad ; \quad K_c = [CO_2]$$

(*) Kí hiệu là K_c vì giá trị của nó được tính bằng nồng độ các chất ở trạng thái cân bằng (c là chữ viết tắt của từ concentration, nghĩa là nồng độ).

(**) Hệ dị thể là hệ có bề mặt phân chia trong hệ, qua bề mặt này có sự thay đổi đột ngột tính chất. Thí dụ : hệ gồm chất rắn và chất khí ; hệ gồm chất rắn và chất tan trong dung dịch.

Ở 820°C, $K_c = 4,28.10^{-3}$, do đó $[CO_2] = 4,28.10^{-3}$ mol/l ;

Ở 880°C, $K_c = 1,06.10^{-2}$, nên $[CO_2] = 1,06.10^{-2}$ mol/l.

Vậy ở nhiệt độ cao hơn, khi phản ứng ở trạng thái cân bằng, lượng CO_2 (đồng thời lượng CaO) tạo thành theo phản ứng nhiều hơn nghĩa là ở nhiệt độ cao hơn hiệu suất chuyển hoá $CaCO_3$ thành CaO và CO_2 lớn hơn.

III – SỰ CHUYỂN DỊCH CÂN BẰNG HOÁ HỌC

1. Thí nghiệm

Lắp một dụng cụ gồm hai ống nghiệm có nhánh (a) và (b), được nối với nhau bằng một ống nhựa mềm, có khoá K mở (hình 7.5).

Nạp đầy khí NO_2 vào cả hai ống (a) và (b) ở nhiệt độ thường. Nút kín cả hai ống, trong đó có cân bằng sau :

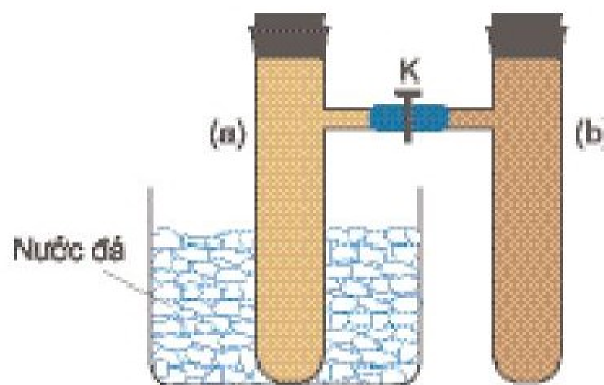


$$2NO_2\,(k) \rightleftarrows N_2O_4\,(k)$$

(màu nâu đỏ) (không màu)

Màu của hỗn hợp khí trong cân bằng ở cả hai ống (a) và (b) là như nhau.

Đóng khoá K lại ngăn không cho khí ở hai ống khuếch tán vào nhau. Ngâm ống (a) vào nước đá. Một lát sau lấy ra so sánh màu ở ống (a) với ống (b), ta thấy màu ở ống (a) nhạt hơn. Như vậy, khi ta làm lạnh ống (a), các phân tử NO_2 trong ống đó đã phản ứng thêm để tạo ra N_2O_4, làm nồng độ NO_2 giảm bớt và nồng độ N_2O_4 tăng thêm. Hiện tượng đó được gọi là *sự chuyển dịch cân bằng hoá học*.



Hình 7.5. *Thí nghiệm để nhận biết sự chuyển dịch cân bằng của phản ứng* $2NO_2\,(k) \rightleftarrows N_2O_4\,(k)$

2. Định nghĩa

Sự chuyển dịch cân bằng hoá học là sự di chuyển từ trạng thái cân bằng này sang trạng thái cân bằng khác do tác động của các yếu tố từ bên ngoài lên cân bằng.

Những yếu tố làm chuyển dịch cân bằng là nồng độ, áp suất và nhiệt độ. Chúng được gọi là các yếu tố ảnh hưởng đến cân bằng hoá học.

IV – CÁC YẾU TỐ ẢNH HƯỞNG ĐẾN CÂN BẰNG HOÁ HỌC

1. Ảnh hưởng của nồng độ

Xét hệ cân bằng sau trong một bình kín ở nhiệt độ cao và không đổi :



$$C(r) + CO_2(k) \rightleftarrows 2CO(k) \qquad (2)$$

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Ở 800°C, hằng số cân bằng K_c không biến đổi và bằng $9{,}2.10^{-2}$.

Nếu ta cho thêm khí CO_2 vào hệ cân bằng thì nồng độ CO_2 tăng lên làm cho tỉ lệ $\frac{[CO]^2}{[CO_2]}$ sẽ nhỏ hơn $9{,}2.10^{-2}$. Vì giá trị K_c là hằng số, nên lượng CO_2 được thêm vào phải giảm bớt và lượng CO phải tăng thêm, nghĩa là CO_2 phải phản ứng thêm với C tạo ra CO cho tới khi đạt được cân bằng mới, ứng với giá trị K_c bằng $9{,}2.10^{-2}$. Vậy khi thêm CO_2 vào hệ cân bằng, cân bằng sẽ chuyển dịch từ trái sang phải (theo chiều thuận). Hiện tượng sẽ xảy ra tương tự như trên khi ta lấy bớt khí CO ra khỏi hệ cân bằng.

Ngược lại, nếu ta cho thêm một lượng khí CO vào hệ cân bằng (2), hoặc lấy bớt khí CO_2 ra, thì cân bằng sẽ chuyển dịch từ phải sang trái (theo chiều nghịch).

Nhận xét : Khi tăng hoặc giảm nồng độ một chất trong cân bằng, thì cân bằng bao giờ cũng chuyển dịch theo chiều làm giảm tác động của việc tăng hoặc giảm nồng độ của chất đó.

Lưu ý rằng, nếu trong hệ cân bằng có chất rắn (ở dạng nguyên chất) thì việc thêm hoặc bớt lượng chất rắn không ảnh hưởng đến cân bằng, nghĩa là cân bằng không chuyển dịch(*).

2. Ảnh hưởng của áp suất

Xét lại hệ cân bằng (1) trong xi lanh kín có pít tông (hình 7.6) ở nhiệt độ thường và không đổi :

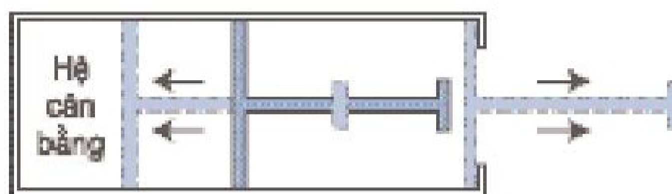


$$N_2O_4(k) \rightleftarrows 2NO_2(k) \qquad (1)$$

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

(*) Trừ trường hợp việc thêm hoặc bớt này gây ra sự biến đổi áp suất chung của hệ.

Khi hệ đang ở trạng thái cân bằng, nếu ta tăng áp suất chung của hệ, thí dụ tăng hai lần, bằng cách đẩy pít tông vào để cho thể tích chung của hệ giảm hai lần, ngay lúc đó nồng độ của NO_2 và N_2O_4 đều tăng hai lần. Kết quả là tử số trong biểu thức tính K_c tăng 4 lần trong khi mẫu số chỉ tăng 2 lần. Ở nhiệt độ xác định, hằng số cân bằng K_c không đổi, nên để bù lại việc tăng ít của mẫu số, số mol khí N_2O_4 phải được tạo thêm, đồng thời số mol khí NO_2 phải giảm bớt, nghĩa là cân bằng chuyển dịch theo chiều nghịch.



Hình 7.6. *Thí nghiệm chứng minh ảnh hưởng của áp suất đến cân bằng sau :* $N_2O_4(k) \rightleftarrows 2NO_2(k)$.

Nhận xét : Từ phản ứng (1) ta thấy, cứ hai mol khí NO_2 phản ứng tạo ra một mol khí N_2O_4, nghĩa là phản ứng nghịch làm giảm số mol khí trong hệ, do đó làm giảm áp suất chung của hệ.

Như vậy, khi tăng áp suất chung của hệ cân bằng trên, cân bằng chuyển dịch theo chiều nghịch, chiều làm giảm áp suất chung của hệ, nghĩa là chuyển dịch về phía làm giảm tác động của việc tăng áp suất chung.

Bây giờ nếu ta làm giảm áp suất chung của hệ cân bằng trên bằng cách kéo pít tông ra để cho thể tích chung của hệ tăng lên, cân bằng sẽ chuyển dịch theo chiều thuận, chiều làm tăng số mol khí trong hệ, nghĩa là về phía làm giảm tác động của việc giảm áp suất chung.

Kết luận : Khi tăng hoặc giảm áp suất chung của hệ cân bằng thì bao giờ cân bằng cũng chuyển dịch theo chiều làm giảm tác động của việc tăng hoặc giảm áp suất đó.

Từ việc khảo sát ở trên ta suy ra rằng, khi hệ cân bằng có số mol *khí* ở hai vế của phương trình hoá học bằng nhau hoặc trong hệ không có *chất khí* thì việc tăng hoặc giảm áp suất chung không làm cho cân bằng chuyển dịch. Thí dụ, áp suất không ảnh hưởng đến các cân bằng sau :

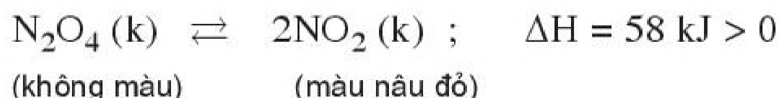

$$H_2(k) + I_2(k) \rightleftarrows 2HI(k)$$


$$Fe_2O_3(r) + 3CO(k) \rightleftarrows 2Fe(r) + 3CO_2(k)$$


$$CaO(r) + SiO_2(r) \rightleftarrows CaSiO_3(r)$$

3. Ảnh hưởng của nhiệt độ

Hằng số cân bằng K_c của phản ứng xác định chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ, nên khi nhiệt độ biến đổi, cân bằng sẽ chuyển dịch sang một trạng thái cân bằng mới ứng với giá trị mới của hằng số cân bằng. Thí dụ :



$$N_2O_4\,(k) \rightleftarrows 2NO_2\,(k)\ ; \quad \Delta H = 58\text{ kJ} > 0$$

(không màu) (màu nâu đỏ)

Giá trị 58 kJ là nhiệt của phản ứng thuận, phản ứng thu nhiệt. Phản ứng nghịch là phản ứng toả nhiệt với $\Delta H = -58$ kJ < 0.

Khi hỗn hợp khí trên đang ở trạng thái cân bằng, nếu đun nóng hỗn hợp khí bằng cách ngâm bình đựng hỗn hợp vào nước sôi, màu nâu đỏ của hỗn hợp khí đậm lên, nghĩa là cân bằng chuyển dịch theo chiều thuận, chiều của phản ứng thu nhiệt.

Nếu làm lạnh bằng cách ngâm bình đựng hỗn hợp khí vào nước đá, màu của hỗn hợp khí nhạt đi, nghĩa là cân bằng chuyển dịch theo chiều nghịch, chiều của phản ứng toả nhiệt (*)

Kết luận : Khi tăng nhiệt độ, cân bằng chuyển dịch theo chiều phản ứng thu nhiệt, nghĩa là chiều làm giảm tác động của việc tăng nhiệt độ và khi giảm nhiệt độ, cân bằng chuyển dịch theo chiều phản ứng toả nhiệt, chiều làm giảm tác động của việc giảm nhiệt độ.

Các yếu tố nồng độ, áp suất và nhiệt độ ảnh hưởng đến cân bằng hoá học đã được Lơ Sa-tơ-li-ê (nhà hoá học Pháp – tác giả của nguyên lí chuyển dịch cân bằng) tổng kết thành nguyên lí được gọi là nguyên lí Lơ Sa-tơ-li-ê như sau :

Một phản ứng thuận nghịch đang ở trạng thái cân bằng khi chịu một tác động từ bên ngoài, như biến đổi nồng độ, áp suất, nhiệt độ, thì cân bằng sẽ chuyển dịch theo chiều làm giảm tác động bên ngoài đó.

4. Vai trò của chất xúc tác

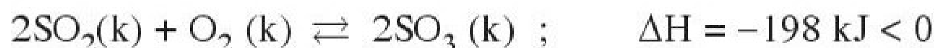
Chất xúc tác không làm biến đổi nồng độ các chất trong cân bằng và cũng không làm biến đổi hằng số cân bằng, nên *không làm cân bằng chuyển dịch*. Chất xúc tác làm tăng tốc độ phản ứng thuận và tốc độ phản ứng nghịch với số lần bằng nhau, nên khi phản ứng thuận nghịch chưa ở trạng thái cân bằng thì chất xúc tác có tác dụng làm cho cân bằng được thiết lập nhanh chóng hơn.

(*) Có thể tiến hành thí nghiệm như hình 7.5.

V – Ý NGHĨA CỦA TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG VÀ CÂN BẰNG HOÁ HỌC TRONG SẢN XUẤT HOÁ HỌC

Để thấy ý nghĩa của tốc độ phản ứng và cân bằng hoá học trong sản xuất hoá học, chúng ta lấy một số thí dụ sau :

Thí dụ 1 : Trong quá trình sản xuất axit sunfuric phải thực hiện phản ứng sau :

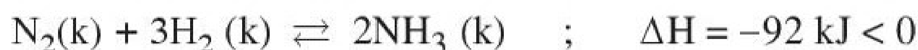


$$2SO_2(k) + O_2\ (k) \rightleftarrows 2SO_3\ (k)\ ; \qquad \Delta H = -198\ kJ < 0$$

Trong phản ứng này, người ta dùng oxi không khí.

Ở nhiệt độ thường, phản ứng xảy ra rất chậm. Để tăng tốc độ phản ứng, phải tăng nhiệt độ và dùng chất xúc tác. Nhưng đây là phản ứng toả nhiệt nên khi tăng nhiệt độ, cân bằng chuyển dịch theo chiều nghịch làm giảm hiệu suất của phản ứng. Để hạn chế tác dụng này, người ta đã dùng một lượng dư không khí, nghĩa là tăng nồng độ oxi, làm cho cân bằng chuyển dịch theo chiều thuận.

Thí dụ 2 : Trong công nghiệp, amoniac được tổng hợp theo phản ứng sau :



$$N_2(k) + 3H_2\ (k) \rightleftarrows 2NH_3\ (k) \quad ; \qquad \Delta H = -92\ kJ < 0$$

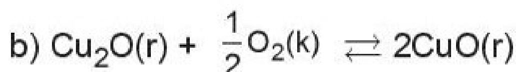
Đặc điểm của phản ứng này là tốc độ rất chậm ở nhiệt độ thường, toả nhiệt và số mol *khí* của sản phẩm ít hơn số mol *khí* của các chất phản ứng. Do đó, người ta phải thực hiện phản ứng này ở nhiệt độ cao, áp suất cao và dùng chất xúc tác. Ở áp suất cao, cân bằng sẽ chuyển dịch sang phía tạo ra NH_3, nhưng ở nhiệt độ cao cân bằng chuyển dịch ngược lại, nên chỉ thực hiện phản ứng ở nhiệt độ thích hợp.

BÀI TẬP

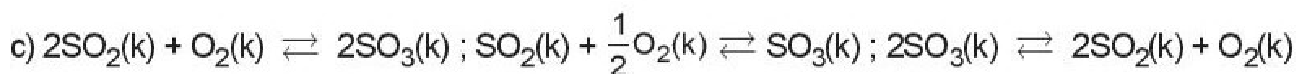
1. Hằng số cân bằng K_c của một phản ứng phụ thuộc vào yếu tố nào sau đây ?
   A. Nồng độ.
   B. Nhiệt độ.
   C. Áp suất.
   D. Sự có mặt chất xúc tác.
2. Cân bằng hoá học là gì ? Tại sao nói cân bằng hoá học là cân bằng động ? Hãy cho biết ý nghĩa của hằng số cân bằng K_c. Hằng số cân bằng K_c của một phản ứng có luôn luôn là một hằng số không ?
3. Viết các biểu thức hằng số cân bằng K_c cho các phản ứng sau :



a) $CaCO_3(r) \rightleftharpoons CaO(r) + CO_2(k)$



b) $Cu_2O(r) + \frac{1}{2}O_2(k) \rightleftharpoons 2CuO(r)$



c) $2SO_2(k) + O_2(k) \rightleftharpoons 2SO_3(k)$; $SO_2(k) + \frac{1}{2}O_2(k) \rightleftharpoons SO_3(k)$; $2SO_3(k) \rightleftharpoons 2SO_2(k) + O_2(k)$

Hãy cho biết mối liên hệ giữa ba hằng số cân bằng ứng với ba trường hợp trong câu c) ở cùng nhiệt độ.

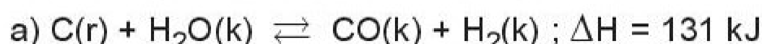
4. Sự chuyển dịch cân bằng hoá học là gì ? Những yếu tố nào ảnh hưởng đến cân bằng hoá học ? Chất xúc tác có ảnh hưởng đến cân bằng hoá học không ? Vì sao ?

5. Phát biểu nguyên lí Lơ Sa-tơ-li-ê và dựa vào cân bằng sau để minh hoạ :



$C(r) + CO_2(k) \rightleftharpoons 2CO(k)$; $\Delta H = 172$ kJ

6. Xét các hệ cân bằng sau trong một bình kín :



a) $C(r) + H_2O(k) \rightleftharpoons CO(k) + H_2(k)$; $\Delta H = 131$ kJ



b) $CO(k) + H_2O(k) \rightleftharpoons CO_2(k) + H_2(k)$; $\Delta H = -41$ kJ

Các cân bằng trên chuyển dịch như thế nào khi biến đổi một trong các điều kiện sau ?

- Tăng nhiệt độ.
- Thêm lượng hơi nước vào.
- Thêm khí H_2 vào.
- Tăng áp suất chung bằng cách nén cho thể tích của hệ giảm xuống.
- Dùng chất xúc tác.

7. Cho biết phản ứng thuận nghịch sau : $H_2(k) + I_2(k) \rightleftharpoons 2HI(k)$

Nồng độ các chất lúc cân bằng ở nhiệt độ 430°C như sau :

$[H_2] = [I_2] = 0,107M$; $[HI] = 0,786M$

Tính hằng số cân bằng K_c của phản ứng ở 430°C.

8. Cho biết phản ứng sau : $H_2O(k) + CO(k) \rightleftharpoons H_2(k) + CO_2(k)$

Ở 700°C hằng số cân bằng $K_c = 1,873$. Tính nồng độ H_2O và CO ở trạng thái cân bằng, biết rằng hỗn hợp ban đầu gồm 0,300 mol H_2O và 0,300 mol CO trong bình 10 lít ở 700°C.

9. Hằng số cân bằng K_c của phản ứng $H_2(k) + Br_2(k) \rightleftharpoons 2HBr(k)$ ở 730°C là $2,18.10^6$. Cho 3,20 mol HBr vào trong bình phản ứng dung tích 12,0 lít ở 730°C. Tính nồng độ của H_2, Br_2 và HBr ở trạng thái cân bằng.

10. Iot bị phân huỷ bởi nhiệt theo phản ứng sau : $I_2(k) \rightleftharpoons 2I(k)$

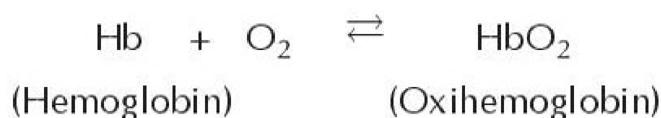
Ở 727°C hằng số cân bằng K_c là $3,80.10^{-5}$. Cho 0,0456 mol I_2 vào trong bình 2,30 lít ở 727°C. Tính nồng độ I_2 và I ở trạng thái cân bằng.

CUỘC SỐNG Ở ĐỘ CAO VÀ QUÁ TRÌNH SẢN SINH RA HEMOGLOBIN

Quá trình sinh lí bị ảnh hưởng bởi điều kiện môi trường. Sự thay đổi đột ngột về độ cao có thể gây ra đau đầu, buồn nôn, mệt mỏi và khó chịu. Đây là triệu chứng của sự thiếu oxi trong các mô.

Sống ở độ cao vài tuần hoặc vài tháng sẽ dần dần vượt qua được chứng say độ cao và thích nghi dần với nồng độ oxi thấp trong không khí.

Sự kết hợp oxi với hemoglobin (Hb) trong máu được biểu diễn một cách đơn giản như sau :



$$\underset{\text{(Hemoglobin)}}{Hb} + O_2 \rightleftarrows \underset{\text{(Oxihemoglobin)}}{HbO_2}$$

HbO_2 đưa oxi đến các mô. Biểu thức của hằng số cân bằng là :

$$K_c = \frac{[HbO_2]}{[Hb][O_2]}$$

Ở độ cao 3 km, áp suất riêng phần của oxi vào khoảng 0,14 atm so với 0,2 atm ở ngang mực nước biển. Theo nguyên lí Lơ Sa-tơ-li-ê, nồng độ oxi giảm sẽ làm cho cân bằng trên chuyển dịch sang trái gây ra bệnh thiếu oxi trong các mô. Hiện tượng này buộc cơ thể người phải sản sinh ra nhiều phân tử hemoglobin hơn và cân bằng sẽ chuyển dịch từ trái qua phải, tạo điều kiện cho việc hình thành oxihemoglobin. Việc sản sinh thêm hemoglobin xảy ra từ từ. Để đạt được công suất ban đầu phải cần tới vài năm. Các nghiên cứu đã chỉ rằng, các cư dân sống lâu ở vùng cao có mức hemoglobin trong máu cao, đôi khi cao hơn 50% so với những người sống ở ngang mực nước biển.

Bài **51** LUYỆN TẬP

TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG VÀ CÂN BẰNG HOÁ HỌC

- **Củng cố các kiến thức về tốc độ phản ứng và cân bằng hoá học.**
- **Rèn luyện kĩ năng vận dụng nguyên lí Lơ Sa-tơ-li-ê cho cân bằng hoá học và làm các bài tập về cân bằng hoá học.**

A - KIẾN THỨC CẦN NẮM VỮNG

1. Tốc độ phản ứng là độ biến thiên nồng độ của một chất bất kì trong phản ứng trong một đơn vị thời gian.

2. Tốc độ phản ứng tăng khi :

a) Tăng nồng độ chất phản ứng (trừ một số trường hợp ngoại lệ).

b) Tăng áp suất chất phản ứng (nếu là chất khí).

c) Tăng nhiệt độ cho phản ứng (trừ một số trường hợp ngoại lệ).

d) Tăng diện tích tiếp xúc các chất phản ứng.

e) Có mặt chất xúc tác.

3. Cân bằng hoá học là trạng thái của phản ứng thuận nghịch khi tốc độ phản ứng thuận và tốc độ phản ứng nghịch bằng nhau.

4. Hằng số cân bằng là đại lượng đặc trưng cho cân bằng hoá học. Nó cho biết hiệu suất của phản ứng thuận nghịch. Đối với phản ứng xác định, hằng số cân bằng K_c chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ.

5. Sự chuyển dịch cân bằng là sự di chuyển từ trạng thái cân bằng này sang trạng thái cân bằng khác do tác động của các yếu tố từ bên ngoài lên cân bằng (sự biến đổi nồng độ, áp suất, nhiệt độ). Sự chuyển dịch cân bằng tuân theo nguyên lí Lơ Sa-tơ-li-ê :

a) Khi *tăng* nồng độ một chất nào đó (trừ chất rắn) trong cân bằng thì cân bằng sẽ chuyển dịch theo chiều phản ứng làm *giảm* nồng độ chất đó và ngược lại.

b) Khi *tăng* áp suất chung của hệ cân bằng thì cân bằng sẽ chuyển dịch theo chiều phản ứng tạo ra số mol *khí ít hơn* và ngược lại.

c) Khi *tăng* nhiệt độ thì cân bằng sẽ chuyển dịch theo chiều phản ứng *thu nhiệt* và ngược lại.

B - BÀI TẬP

1. Nội dung nào thể hiện trong các câu sau đây là *sai* ?

A. Nhiên liệu cháy ở tầng khí quyển trên cao nhanh hơn khi cháy ở mặt đất.

B. Nước giải khát được nén khí CO_2 ở áp suất cao hơn có độ chua (độ axit) lớn hơn.

C. Thực phẩm được bảo quản ở nhiệt độ thấp hơn sẽ giữ được lâu hơn.

D. Than cháy trong oxi nguyên chất nhanh hơn khi cháy trong không khí.

2. Nội dung nào thể hiện trong các câu sau đây là đúng ?

A. Hằng số cân bằng K_c của mọi phản ứng đều tăng khi tăng nhiệt độ.

B. Hằng số cân bằng K_c càng lớn, hiệu suất phản ứng càng nhỏ.

C. Khi một phản ứng thuận nghịch ở trạng thái cân bằng cũ chuyển sang một trạng thái cân bằng mới ở nhiệt độ không đổi, hằng số cân bằng K_c biến đổi.

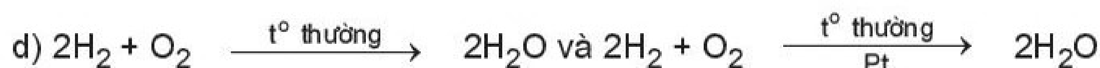
D. Khi thay đổi hệ số tỉ lượng các chất trong phương trình hoá học của một phản ứng, giá trị của hằng số cân bằng K_c thay đổi.

3. Trong các cặp phản ứng sau, phản ứng nào có tốc độ lớn hơn ?

a) $Fe + CuSO_4$ (2M) và $Fe + CuSO_4$ (4M) (cùng nhiệt độ).

b) $Zn + CuSO_4$ (2M, 25ºC) và $Zn + CuSO_4$ (2M, 50ºC).

c) Zn (hạt) + $CuSO_4$ (2M) và Zn (bột) + $CuSO_4$ (2M) (cùng nhiệt độ).



d) $2H_2 + O_2 \xrightarrow{t^o \text{ thường}} 2H_2O$ và $2H_2 + O_2 \xrightarrow[\text{Pt}]{t^o \text{ thường}} 2H_2O$

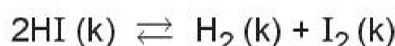
4. Cho phản ứng thuận nghịch sau :



$2NaHCO_3 (r) \rightleftarrows Na_2CO_3 (r) + CO_2 (k) + H_2O (k)$; $\Delta H = 129$ kJ

Có thể dùng những biện pháp gì để chuyển hoá nhanh và hoàn toàn $NaHCO_3$ thành Na_2CO_3 ?

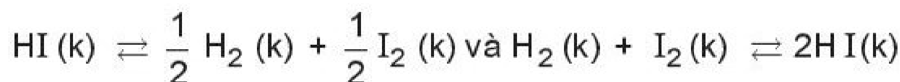
5. Khi đun nóng HI trong một bình kín, xảy ra phản ứng sau :



$$2HI (k) \rightleftarrows H_2 (k) + I_2 (k)$$

a) Ở một nhiệt độ nào đó, hằng số cân bằng K_c của phản ứng bằng $\frac{1}{64}$. Tính xem có bao nhiêu phần trăm HI bị phân huỷ ở nhiệt độ đó.

b) Tính hằng số cân bằng K_c của hai phản ứng sau ở cùng nhiệt độ như trên :



$$HI (k) \rightleftarrows \frac{1}{2} H_2 (k) + \frac{1}{2} I_2 (k) \text{ và } H_2 (k) + I_2 (k) \rightleftarrows 2HI (k)$$

6. Phản ứng nung vôi xảy ra như sau trong một bình kín :



$$CaCO_3 (r) \rightleftarrows CaO (r) + CO_2 (k) ; \qquad \Delta H = 178 \text{ kJ}$$

Ở 820ºC hằng số cân bằng $K_c = 4,28.10^{-3}$.

a) Phản ứng trên là toả nhiệt hay thu nhiệt ?

b) Khi phản ứng đang ở trạng thái cân bằng, nếu biến đổi một trong những điều kiện sau đây thì hằng số cân bằng K_c có biến đổi không và biến đổi như thế nào ? Giải thích.

- Thêm khí CO_2 vào.
- Lấy bớt một lượng $CaCO_3$ ra.
- Tăng dung tích của bình phản ứng lên.
- Giảm nhiệt độ của phản ứng xuống.

c) Tại sao miệng các lò nung vôi lại để hở ? Nếu đậy kín xảy ra hiện tượng gì ? Tại sao ?

7. Cho 0,1 mol $CaCO_3$ (r) vào bình chân không dung tích 1 lít để thực hiện phản ứng sau :



$$CaCO_3 (r) \rightleftarrows CaO (r) + CO_2 (k)$$

Ở nhiệt độ 820ºC, hằng số cân bằng $K_c = 4,28 .10^{-3}$.

Ở nhiệt độ 880ºC, hằng số cân bằng $K_c = 1,06 .10^{-2}$.

Tính hiệu suất chuyển hoá $CaCO_3$ thành CaO và CO_2 (%$CaCO_3$ bị phân huỷ) khi đạt đến trạng thái cân bằng ở hai nhiệt độ trên. So sánh các kết quả thu được hãy rút ra kết luận và giải thích.

Bài 52 BÀI THỰC HÀNH SỐ 7
TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG VÀ CÂN BẰNG HOÁ HỌC

- **Củng cố các kiến thức về các yếu tố ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng và cân bằng hoá học.**
- **Rèn luyện kĩ năng quan sát, so sánh các hiện tượng thí nghiệm và rút ra kết luận.**

I – NỘI DUNG THÍ NGHIỆM VÀ CÁCH TIẾN HÀNH

Thí nghiệm 1 : *Ảnh hưởng của nồng độ đến tốc độ phản ứng*

Chuẩn bị hai ống nghiệm như sau :

Ống thứ nhất chứa 3 ml dung dịch HCl nồng độ khoảng 18%.

Ống thứ hai chứa 3 ml dung dịch HCl nồng độ khoảng 6%.

Cho *đồng thời* vào mỗi ống một hạt kẽm có kích thước giống nhau. Quan sát hiện tượng xảy ra trong hai ống nghiệm, rút ra kết luận và giải thích. Viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra.

Thí nghiệm 2 : *Ảnh hưởng của nhiệt độ đến tốc độ phản ứng*

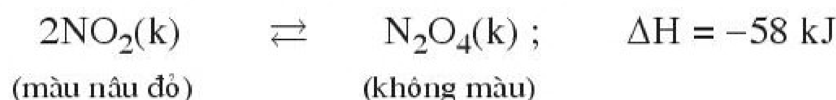
Chuẩn bị hai ống nghiệm mỗi ống đựng 3 ml dung dịch H_2SO_4 nồng độ khoảng 15%. Đun dung dịch trong một ống đến gần sôi. Cho *đồng thời* vào mỗi ống một hạt Zn có kích thước giống nhau. Quan sát hiện tượng xảy ra trong hai ống nghiệm, rút ra kết luận và giải thích. Viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra.

Thí nghiệm 3 : *Ảnh hưởng của diện tích tiếp xúc đến tốc độ phản ứng*

Chuẩn bị hai ống nghiệm, mỗi ống đựng 3 ml dung dịch H_2SO_4 nồng độ khoảng 15%, sau đó chuẩn bị hai mẫu Zn có khối lượng bằng nhau. Một mẫu có kích thước hạt nhỏ hơn mẫu còn lại. Cho *đồng thời* hai mẫu kẽm đó vào hai ống nghiệm đựng H_2SO_4 ở trên. Quan sát hiện tượng xảy ra trong hai ống nghiệm, rút ra kết luận và giải thích. Viết phương trình hoá học của phản ứng xảy ra.

Thí nghiệm 4 : *Ảnh hưởng của nhiệt độ đến cân bằng hoá học*

Chuẩn bị dụng cụ như hình 7.5. Nạp đầy khí NO_2 vào cả hai ống cho đồng đều. Đóng khoá K lại. Ngâm một ống vào nước đá, ống kia vào nước nóng khoảng 80^o - 90^oC. Một lúc sau nhấc cả hai ống ra và so sánh màu ở hai ống. Rút ra nhận xét và giải thích dựa vào cân bằng sau :



$$2NO_2(k) \rightleftarrows N_2O_4(k) \; ; \quad \Delta H = -58 \text{ kJ}$$

(màu nâu đỏ) (không màu)

II – VIẾT TƯỜNG TRÌNH

MỤC LỤC TRA CỨU

MỤC LỤC





SÁCH GIÁO KHOA LỚP 10

1. TOÁN HỌC
   - ĐẠI SỐ 10 • HÌNH HỌC 10
2. VẬT LÍ 10
3. HOÁ HỌC 10
4. SINH HỌC 10
5. NGỮ VĂN 10 (tập một, tập hai)
6. LỊCH SỬ 10
7. ĐỊA LÍ 10
8. TIN HỌC 10
9. CÔNG NGHỆ 10
10. GIÁO DỤC CÔNG DÂN 10
11. GIÁO DỤC QUỐC PHÒNG - AN NINH 10
12. NGOẠI NGỮ
    - TIẾNG ANH 10 • TIẾNG PHÁP 10
    - TIẾNG NGA 10 • TIẾNG TRUNG QUỐC 10

SÁCH GIÁO KHOA LỚP 10 - NÂNG CAO

Ban Khoa học Tự nhiên :
- TOÁN HỌC (ĐẠI SỐ 10, HÌNH HỌC 10)
- VẬT LÍ 10 • HOÁ HỌC 10 • SINH HỌC 10

Ban Khoa học Xã hội và Nhân văn :
- NGỮ VĂN 10 (tập một, tập hai)
- LỊCH SỬ 10 • ĐỊA LÍ 10
- NGOẠI NGỮ (TIẾNG ANH 10, TIẾNG PHÁP 10, TIẾNG NGA 10, TIẾNG TRUNG QUỐC 10)

mã vạch



Tem chống giả

Giá: ....